Р.П.Суровцева, Л.С.Гузей, Г.Г.Лысова

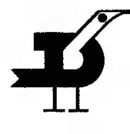
ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

10-11

классы

■



Москва
«Дрофа»
2000

УДК 372.854
ББК 74.262.4
С90

Суровцева Р. П. и др.
С90 Химия. 10—11 классы: Методическое пособие. — М.: Дрофа, 2000. — 128 с.: ил.
ISBN 5—7107—2822—5

Методическое пособие адресовано учителям, работающим по новым учебникам «Химия 10» и «Химия 11», созданным авторским коллективом в составе Л. С. Гузея, Р. П. Суровцевой, Г. Г. Лысовой. Оба учебника одобрены Федеральным экспертным советом, рекомендованы к изданию Министерством образования Российской Федерации и включены в Федеральный перечень учебников.

Пособие содержит комментарии к наиболее сложным темам, тематическое планирование учебного материала 10 и 11 классов и раздел «Советы учителю». В этом разделе в помощь учителю дается дидактический материал в виде алгоритмов, схем, таблиц.

УДК 372.854
ББК 74.262.4

ISBN 5—7107—2822—5

Комментарии

Представленные комментарии приведены к тексту учебников 10—11 классов[1]. Как и в предыдущем пособии[2], они предназначены только учителям и не являются дополнительным материалом для учащихся.

Цель этих комментариев:

— разъяснить позицию авторов учебника в тех случаях, когда она может быть неправильно понята;

— уточнить значения слов в тех случаях, когда для ученика достаточно приближенных определений, приводимых в учебнике;

— сделать теоретические пояснения к более сложному материалу учебника.

Без предварительного прочтения каждого комментируемого параграфа это пособие бесполезно.

Нумерация параграфов пособия та же, что и в учебнике.

К некоторым параграфам комментариев нет.

[1] *Гузей Л. С., Суровцева Р. П.* Химия. 10 кл. М.: Дрофа, 1998; *Гузей Л. С., Суровцева Р. П., Лысова Г. Г.* Химия. 11 кл. М.: Дрофа, 1999.

[2] *Суровцева Р. П., Гузей Л. С.* Химия. 8—9 классы. Методическое пособие. М.: Дрофа, 1998.

10 класс

Концепция курса

Учебник 10 класса — фактически учебник неорганической химии. Однако в нем не столько повторение и углубление материала, который излагался в учебниках основной школы, сколько расширение химического кругозора учащихся. Эта задача решается на двух уровнях.

Первый уровень — базовый; он содержит информацию, которая служит повышению эрудиции. Он может быть освоен за 1—2 часа в неделю.

Второй уровень (отмечен знаком ▲) — для учащихся естественнонаучного профиля обучения (3 часа в неделю). Дополнительный материал (отмечен знаком ◆) — для будущих абитуриентов (которые будут сдавать экзамен по химии) и основан главным образом на материалах вступительных экзаменов в разные вузы (более 3 часов в неделю).

Глава 23

§ 23.1. Введение

Выделяя химические элементы в группу, необходимо указать в них то общее, что отличает их от всех остальных элементов периодической системы Д. И. Менделеева. Для галогенов — это строение внешнего энергетического уровня ns^2np^5 при завершенности предпоследнего уровня, так что валентными являются электроны только внешнего уровня.

В отличие от других галогенов фтор, как самый электроотрицательный элемент, проявляет единственную валентность −1.

Цитаты

«Хлорин используется для обработки питьевой воды во всем мире»[1]. Переводчик не знает слова «хлор» и воспроизвел английское название *chlorine*.

«...Разрушение озонового слоя происходит из-за выбросов в атмосферу продуктов промышленной деятельности — хлорида и бромида»[2]. Снова неверный перевод. Речь идет о фреонах — хлор- и фторпроизводных углеводородов (но не бромпроизводных).

«Воду в бассейнах дезинфицируют с помощью безопасного для человека хлорида натрия. С помощью дозаторных насосов его пропускают через фильтры в воду через определенный промежуток времени, в зависимости от бассейна»[3].

Кто здесь «грамотей», неизвестно.

«Уральская надежность и высокое качество нашего брома известно многим»[4]. Просто анекдот.

«...Если вам дороги ваши зубы, лучше всего остановить свой выбор на пасте, содержащей фтор. Информация об этом есть на упаковке и тюбике. Единственное предупреждение — не обольщайтесь названием отечественной зубной пасты «Фтородент». Несмотря на название, во «Фтороденте» свободного фтора нет и никогда не было. Натрий фторид, который входит в состав этой пасты, с основным ее компонентом — карбонатом кальция вступает в нерастворимое соединение. В России нет зубной пасты, содержащей фтор»[5]. Пример откровенной и к тому же безграмотной ангажированности. 1. Мы с вами знаем, что представляет собой «свободный фтор». Его

---

[1] Московские новости. 1995. Июнь. Пер. с англ.

[2] Ассошиэйтед Пресс. Известия. 1995. 14 сент.

[3] Неделя. 1996. № 15.

[4] Аргументы и факты. 1993. № 1. Реклама АООТ «Галоген».

[5] Аргументы и факты. 1994. № 11. Автор статьи И. Моржаретто.

нет и не может быть ни в какой пасте. Он обязательно входит в состав какого-либо соединения. На самом деле фтор в зубные пасты вводят в виде фторида олова (II) или фторида натрия. 2. «Натрий фторид» — не по-русски. Надо говорить «фторид натрия». 3. Нельзя «вступать в соединение», а можно только в реакцию. И вообще, имел ли в виду автор статьи действительно соединение NaF и $CaCO_3$?

§ 23.4. Окислительно-восстановительные реакции

Электронно-ионные уравнения (уравнения окислительно-восстановительных полуреакций) избавляют нас от необходимости использовать понятие «степень окисления».

Рассмотрим примеры, приведенные в этом параграфе:

$$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$$

Допустим, мы не знаем, сколько электронов и от какой частицы и к какой они переходят. Запишем результат:

$$Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$$

Мы **видим**[1], что слева суммарный заряд реагирующих частиц равен 0, а справа — минус два (две частицы). Следовательно, чтобы было соблюдено равенство зарядов, в левую часть уравнения надо добавить два «минуса». Каждый раз повторяя про себя, что заряд электрона равен −1, мы должны прибавить два электрона в левую часть уравнения:

$$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$$

[1] Еще и еще раз обращаем ваше внимание на фразу: «Мы видим...» Мы всегда должны стремиться к тому, чтобы наши ученики действительно **видели** очевидное.

Чуть более сложный пример:

$$MnO_2 + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$$

Составив вначале уравнение материального баланса (равенства числа атомов слева и справа), считаем суммарные заряды слева (+4 — заряд четырех ионов H^+) и справа (+2 — заряд иона Mn^{2+}). Чтобы слева и справа были одинаковые заряды, влево следует добавить два минуса:

$$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- = Mn^{2+} + 2H_2O$$

Как видите, мы нигде **не** пользуемся понятием степени окисления. Определить же окислительно-восстановительные реакции можно как реакции, в которых происходит изменение валентности химических элементов.

§ 23.5. Оксокислоты хлора и их соли

Таблица 23.1

Оксокислоты хлора

Формула	Название	Константа диссоциации	Окислительно-восстановительный потенциал (E°, В) при превращении в Cl^- в кислой среде
HClO	Хлорноватистая	$K = 5 \cdot 10^{-8}$	1,49
$HClO_2$	Хлористая	$K = 5 \cdot 10^{-3}$	1,57
$HClO_3$	Хлорноватая	Сильная[1]	1,45
$HClO_4$	Хлорная	Сильная	1,38

[1] Напомним, что диссоциация сильной кислоты необратима. Поэтому нет равновесия диссоциации. И соответственно нет константы диссоциации.

Как видно из таблицы 23.1, с увеличением числа атомов кислорода в молекуле сила кислот возрастает. Это общее правило. В анионе ClO^- отрицательный заряд (−1) на атоме кислорода. В анионе ClO_2^- этот заряд рассредоточен на два атома кислорода, так что на каждом из них плотность отрицательного заряда меньше, чем в анионе ClO^- (а именно −1/2). Еще меньше плотность отрицательного заряда на атомах кислорода в ионе ClO_3^- (−1/3) и тем более в ионе ClO_4^- (−1/4). Следовательно, в этом ряду ослабевает связь положительно поляризованного атома водорода с отрицательно заряженным кислотным остатком, т. е. увеличивается сила кислоты.

Сложнее с окислительной способностью. Хотя практически всюду написано, что по мере возрастания валентности (степени окисления) хлора окислительная способность оксокислот хлора уменьшается, вы видите, что на самом деле самым сильным окислителем является не хлорноватистая, а хлористая кислота, хотя тенденция к небольшому уменьшению окислительно-восстановительных потенциалов наблюдается.

Существует также интуитивное, но ошибочное представление, что окислительная способность химического элемента в соединениях возрастает с увеличением его степени окисления (валентности). Это не так. Окислительная (и восстановительная) способность зависит от прочности химической связи в соединении. Чем оно прочнее, тем его реакционноспособность (в том числе окислительная или восстановительная) меньше. Например, сернистая кислота — более сильный окислитель, чем серная.

Некоторые полезные сведения. Для обеззараживания воды в бассейнах в настоящее время (приблизительно с 1980 г.) вместо хлора применяется гипохлорит натрия NaClO, который наилучшим образом действует в нейтральной среде. Если pH становится больше 7, в воду добавляют соляную кислоту. Ведь окислителем является не соль NaClO, а кислота HClO. Это общий случай: кислота более сильный окислитель, чем ее соли (сравните действие серной кислоты и сульфатов или азотной кислоты и нитратов). Так как хлорноватистая кислота слабее угольной (при диссоциации последней по первой ступени), то на воздухе протекает реакция

$$NaClO + CO_2 + H_2O = NaHCO_3 + HClO$$

Гипохлорит натрия — вещество, способное подавлять едва ли не все микробы, известные науке. Сначала им просто обрабатывали раны. Потом додумались вводить в кровяное русло. Инфузия гипохлорита натрия (так это называется) сейчас одно из популярнейших направлений в борьбе с инфекцией.

Одно из активно рекламируемых в настоящее время моющих, отбеливающих и дезинфицирующих средств АСЕ представляет собой 5—15%-ный раствор гипохлорита натрия. Моющее действие обеспечивается щелочью, образующейся в результате гидролиза этой соли слабой кислоты.

Глава 24

§ 24.7. Скорость химической реакции. 1

В учебнике было дано определение скорости химической реакции как изменение концентрации одного из участников реакции в единицу времени. При таком определении скорость зависит от того, по какому участнику реакции мы ее указываем. Так, для реакции

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

скорость изменения количества водорода в 3 раза, а аммиака в 2 раза больше, чем азота. Однако можно дать иное определение:

Скорость реакции — это изменение концентрации одного из участников реакции в единицу времени, деленное на стехиометрический коэффициент.

В этом случае скорость не будет зависеть от выбранного вещества:

$$r = -\frac{\Delta C(N_2)}{\Delta\tau} = -\frac{\Delta C(H_2)}{3\Delta\tau} = \frac{\Delta C(NH_3)}{2\Delta\tau}$$

Какое определение правильнее? То, которое удобнее в каждом конкретном случае.

§ 24.9. Химическое равновесие

Давление смещает химическое равновесие, если в процессе реакции происходит изменение объема системы. Но на самом деле это имеет место всегда. В результате химической реакции образуются новые вещества с иной плотностью, чем у реагентов, следовательно, с другим объемом. Это изменение объема велико, если вещества газообразны, и мало для конденсированных (т. е. жидких или твердых веществ).

Однако при очень больших давлениях происходит смещение равновесия и в конденсированном состоянии. Промышленное значение имеет получение алмаза из графита. Плотность алмаза равна 3,515 г/см^3, а графита — 2,265 г/см^3. Следовательно, образование первого из второго сопровождается уменьшением объема, и ему способствует повышение давления. В промышленности процесс осуществляется при давлениях 55 000—65 000 атм (при температуре 1300—1500 °С в присутствии катализаторов).

§ 24.11. Соединения серы (IV)

О сернистой кислоте. Обычно мы говорим, что сернистая кислота слабая. Однако вот количественные данные (табл. 24.1).

Таблица 24.1

Сравнение силы сернистой и фосфорной кислот

Кислота	K_I	K_{II}	K_{III}
H_2SO_3	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	
H_3PO_4	$5{,}5 \cdot 10^{-3}$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	$1{,}3 \cdot 10^{-12}$

Как видно из данных таблицы, сернистая кислота сильнее фосфорной. Ошибочное представление о ней как об очень слабой возникло, по-видимому, из-за того, что невозможно приготовить ее сколько-нибудь концентрированные растворы со значительной кислотностью.

О гидросульфите натрия. Сульфиты Na_2SO_3 и K_2SO_3 (в нашей стране не разрешен) используются как пищевые добавки. Они служат консервантами (антиокислителями) для очищенного картофеля и разрезанных плодов и овощей (предохраняют от потемнения), их используют в сушеных овощах и фруктах, в соках, повидле, винах, крахмале, желатине.

Антиокислительное действие их состоит в том, что с возможным окислителем продукта, главным образом кислорода воздуха, раньше продукта реагирует сульфит-ион:

$$2SO_3^{2-} + O_2 = 2SO_4^{2-}$$

Так же используются и так называемые метабисульфиты, или пиросульфиты $Na_2S_2O_5$, $K_2S_2O_5$. Они, в частности, могут быть получены при кристаллизации водных растворов гидросульфитов:

$$2NaHSO_3 = Na_2S_2O_5 + H_2O$$

или по реакции в твердом состоянии:

$$2SO_2 + 2NaHCO_3 = Na_2S_2O_5 + 2CO_2 + H_2O$$

Благодаря гидролизу аниона (константа реакции равновесия около 1)

$$S_2O_5^{2-} + H_2O \Leftrightarrow 2HSO_3^-$$

образуется ион, легко окисляющийся по реакции

$$2HSO_3^- + O_2 = 2SO_4^{2-} + 2H^+$$

Гидросульфитом натрия при его промышленном использовании называется не соль $NaHSO_3$, как это следует из принятой номенклатуры, а $Na_2S_2O_4$ — соль так называемой дитионовой, или гидросернистой, кислоты $H_2S_2O_4$. Ее структурная формула может быть представлена так:

```
H—O—S=O
      |
H—O—S=O
```

В таком случае не вызывает недоумения сказанное в телевизионной передаче ТВ-6 «Дорожный патруль» 7.04.97:

«При тушении пожара при попадании воды на гидросульфит натрия последний самовоспламенился». Действительно, из-за сильной восстановительной способности дитионовой кислоты возможна реакция:

$$Na_2S_2O_4 + O_2 = Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + Q$$

А при чем здесь вода? Но вспомним, что сухие соли, например сульфиды, сульфиты и т. п., не окисляются на воздухе, а находясь в водных растворах, окисляются довольно быстро. Это еще один из примеров изменения свойств веществ при образовании растворов — новых химических веществ (а не смесей).

Глава 25

§ 25.2. Степень окисления

Рассказывая о «степени окисления», мы поступаемся своими принципами, так как считаем, что если без какого-либо специального (относящегося только

к химии) понятия можно обойтись, то это следует делать. И как вы могли заметить, это понятие нами почти не используется. Однако термин практически общепринят, поэтому мы немного, но говорим о нем.

Глава 28

§ 28.1. Щелочные и щелочноземельные металлы

О масштабах применения металлического натрия можно составить себе представление из газетной заметки, где сказано, что самый мощный французский реактор на быстрых нейтронах «Сюперфеникс» в юго-восточной Франции закрывается (1998). Проблема — что делать с 5 тыс. т натрия?

В России населением потребляется 500—600 тыс. т в год поваренной соли. Однако основной потребитель поваренной соли в нашей стране — энергетика, которая потребляет ее в 1,5 раза больше, чем пищевая промышленность.

Она расходуется на регенерацию ионообменных умягчителей воды, предназначенной для паросиловых установок. В качестве таких умягчителей служат *иониты* — твердые нерастворимые вещества, способные обменивать свои ионы на ионы, находящиеся в омывающем их растворе.

Для умягчения технической воды служат *катиониты*. Они обменивают имеющиеся в них ионы натрия на многовалентные катионы (кальция, железа и др.), содержащиеся в природной воде. Эта реакция обмена *обратимая*. Ее схема:

$$\text{Катионит-}n\text{Na} + {}^1/_2 n\text{Ca}^{2+} \rightleftarrows \text{Катионит-}{}^1/_2 n\text{Ca} + n\text{Na}^+$$

Чтобы восстановить свойства истощенного катионита, его промывают большим количеством доволь-

но концентрированного раствора поваренной соли, смещая равновесие влево.

В качестве ионитов наиболее распространены синтетические органические ионообменные смолы. Важное значение имеют также природные и синтетические алюмосиликаты, гидроксиды и др.

Глава 29

§ 29.1. Общие свойства *d*-элементов

Цитаты. «Незаменимыми для правильного обмена веществ являются такие минералы, как железо (гемоглобин), марганец и кобальт (кроветворение) и т. д.»[1]. Например, железо Fe — химический элемент, а железный минерал — магнетит Fe_3O_4.

«Эту пластину из сплава стали с ванадием не уничтожить»[2]. Автор не знает, что сталь — сплав.

«...Это и есть Эльдорадо[3] для тех, кто мечтает о хроме, титане, бериллии... парасеодиуме, родии...»[4]

Переводчик не знает слова «празеодим» (Pr).

«...Красные от меди склоны редеющего леса»[5].

Не говоря уже о русском языке — «склоны... леса», автор недостаточно знаком с тем, о чем пишет. Имеются в виду сосновые леса, засохшие под действ-

[1] Аргументы и факты. 1994. № 4. Автор — директор Института питания Российской академии медицинских наук М. Волгарев.

[2] *Гаррисон Г.* Ремонтник.

[3] *Эльдорадо* (исп. *el dorado* — золоченый, золотой) — мифическая страна, богатая золотом и драгоценными камнями, которую искали на территории Латинской Америки испанские завоеватели.

[4] *Корсак Ф.* Львы Эльдорадо.

[5] Правда. 1989. 10 мая.

вием выбросов в атмосферу сернистого газа, получающегося при обжиге медного колчедана CuS на близрасположенном медеплавильном комбинате.

11 КЛАСС

Концепция курса

Учебник 11 класса «Органическая химия» имеет следующие особенности, отличающие его от традиционных курсов органической химии.

1. Это двухуровневый курс (аналогичный учебнику «Химия 10»).

2. Он основан на вводном курсе учебника 9 класса. Это позволило по-новому построить изложение материала. Отпала необходимость в строгой последовательности введения новых понятий и классов соединений. Появилась возможность излагать материал по каждому классу целиком, включая еще «не пройденные» вещества (например, в главе об углеводородах говорить о спиртах и кислотах; ведь на самом деле о них говорилось в учебнике 9 класса).

3. Авторы следуют своему принципу и не используют объяснений, которые на самом деле основаны на необъясняемом материале типа индуктивного и мезомерного эффектов и т. п. Если что-то объясняется, то это объяснение основывается на известных ученику фактах.

4. Мы не считаем нужным подробно и наукообразно говорить об очевидных для современного школьника положениях теории строения. Думаем, что школьнику лучше показать очевидность общих законов природы. В то же время, учитывая сложившиеся традиционные требования и программ, и экзаменационных вопросов, даем необходимый минимум сведений.

5. Вопреки своим принципам (снова, чтобы не совершать революции в преподавании), излагается по-

нятие гибридизации, так как это слишком традиционный материал, хотя без него можно было обойтись.

6. Авторы не считали нужным тратить время на детальное объяснение номенклатуры органических соединений. Это не дает мировоззренческого знания и нужно только профессионалам. Правда, очень трудно психологически отказаться от простых, но с виду сложных заданий типа: «Назовите по ... номенклатуре вещество...»

Глава 32

§ 32.1. Введение

Эта глава (вся глава, а не только этот параграф) должна рассматриваться именно как введение в органическую химию. Надо вспомнить материал, изложенный в 9 классе, и на его весьма **ограниченной** основе рассказать о принципах органической химии. При этом следует иметь в виду, что теоретический материал будет усваиваться в течение всего учебного года на конкретных примерах веществ и реакций. Нет необходимости сразу в «глубоком изучении».

§ 32.2. Особенности органической химии

О продуктах реакций. Одной из особенностей органической химии мы называем необходимость проведения реакций в «мягких условиях». Термин «мягкие условия» имеет в виду в первую очередь температуру. Она не должна сильно отличаться от комнатной, чтобы продукты реакции, представляющие собой сложные многоатомные молекулы, не разрушались. (Мы, например, называем мягкими условиями те, в которых происходят химические реакции в нашем и других живых организмах.)

Здесь следует вспомнить реакции:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2 + 296{,}9\ кДж$$
$$и\ S + {}^3/_2\,O_2 \rightarrow SO_3(г) + 398{,}2\ кДж,$$

с одной стороны, и

$$C + {}^1/_2O_2 \rightarrow CO + 110{,}5\ кДж$$
$$и\ C + O_2 \rightarrow CO_2 + 393{,}5\ кДж,$$

с другой стороны.

При горении серы или углерода на воздухе образуются низший оксид в первом случае и высший во втором. Почему? Почему не идут другие реакции?

Средние энергии связей в молекулах-участниках приведенных реакций указаны на диаграмме (рис. 32.1).

Из диаграммы видно, что, во-первых, с увеличением числа атомов в молекуле средняя энергия связи

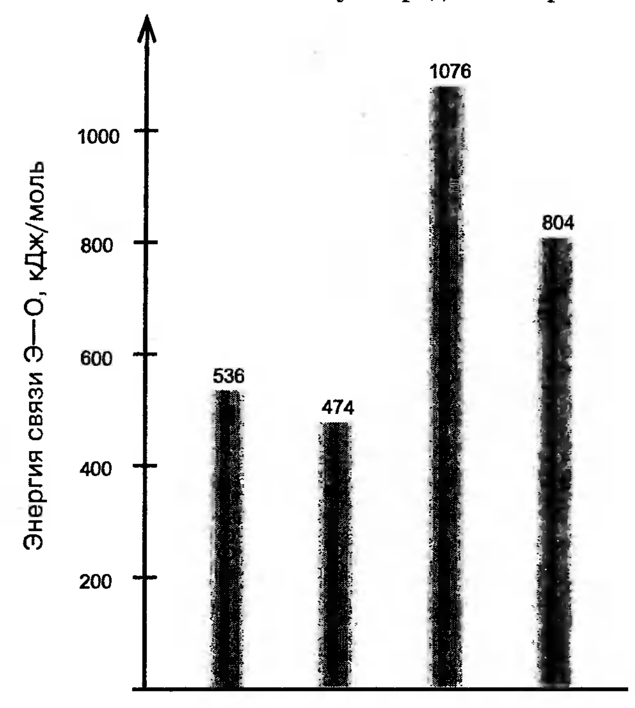


Рис. 32.1. Энергия разрыва связей Э(С, S)—O в некоторых молекулах

уменьшается, молекула становится менее устойчивой и начинает разлагаться при более низких температурах, чем менее сложная молекула. Следовательно, при высоких температурах устойчивы молекулы с меньшим числом атомов. Состав продуктов таким образом определяется не относительными количествами реагентов, а температурой реакции: при низких температурах образуются молекулы с бо́льшим, а при относительно высоких — с меньшим числом атомов.

Обратите также внимание на теплоты реакций образования этих соединений. Теплота реакции равна *разности* энергий связей в продуктах и реагентах.

Во-вторых, при горении серы (температура обычного пламени порядка 1000—1500 °С) образуется SO_2, который, следовательно, при этих температурах устойчив. И не образуется (точнее, почти не образуется) SO_3, энергия связи в котором меньше. В молекуле CO_2 энергия связи больше даже, чем в SO_2, следовательно, это соединение также должно быть устойчиво в условиях горения, что и наблюдается на опыте. CO же образуется во вторичном процессе

$$C + CO_2 \rightarrow 2CO$$

после израсходования всего кислорода (в толще горящего угля) либо при повышении температуры горения.

О параллельных реакциях. Следует напомнить, что *параллельные реакции* — это общий случай взаимодействия веществ. **Всегда** и в **любой** реакционной смеси происходят все возможные реакции, но в зависимости от условий (температура, концентрация, наличие тех или иных катализаторов) преимущество получают некоторые из них. Мы приводили примеры взаимодействия металлов с азотной кислотой. При взаимодействии более сложных органических соединений параллельных реакций больше. (См. также рис. 34.2.)

Главное применение катализа в промышленности — не ускорение химических реакций (хотя это тоже), а изменение их направления с целью получения необходимого продукта. Катализатор понижает энергию активации одной из параллельных реакций и тем самым ускоряет именно ее. Например, при гетерогенно-каталитических превращениях этанола могут происходить (в качестве основного, хотя и не единственного, направления) следующие реакции в зависимости от температуры и катализатора:

$$2C_2H_5OH \xrightarrow{Al_2O_3,\ 250\ °C} (C_2H_5)_2O + H_2O$$

$$C_2H_5OH \xrightarrow{Al_2O_3,\ 350\ °C} C_2H_4 + H_2O$$

$$2C_2H_5OH \xrightarrow{ZnO,\ Cr_2O_3,\ t} CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + H_2 + 2H_2O$$

$$C_2H_5OH \xrightarrow{Cu,\ 200\ °C} CH_3CHO + H_2$$

При тех же условиях, но с другим медьсодержащим катализатором:

$$2C_2H_5OH \xrightarrow{Кат.,\ 200\ °C} CH_3COOC_2H_5 + 2H_2$$

или

$$2C_2H_5OH \xrightarrow{Кат.,\ 200\ °C} CH_3COCH_3 + 3H_2 + CO$$

§ 32.3. Классификация органических соединений

О радикалах. Термин «радикал», как мы говорим в учебнике, используется для обозначения двух разных объектов.

Во-первых, его применяют для указания *фрагментов* молекул, в неизменном виде переходящих из одного соединения в другое. В этом смысле радикалом, например, следует называть кислотный остаток SO_4 в составе серной кислоты и группы $—CH_3$ и $—OH$ в метаноле.

Во-вторых, радикалом называют существующую самостоятельно частицу, имеющую неспаренные электроны. Например, CH_3, Cl и т. п. При этом правильно говорят о высокой реакционноспособности таких частиц, об их кратковременном существовании в виде промежуточных состояний в ходе реакции. Однако не следует забывать, что неспаренные электроны могут быть и в молекулах, которые отнюдь не всегда высокореакционноспособны. Так, бирадикалом (имеется два неспаренных электрона) является молекула кислорода (рис. 32.2, *а*), один неспаренный электрон имеется в молекуле NO (рис. 32.2, *б*). О последнем факте можно догадаться и не зная строения молекулы, так как общее число электронов в ней нечетное.

О номенклатуре. Полная характеристика вещества, как указано в учебнике, включает в себя классификацию по обоим критериям — строению углерод-

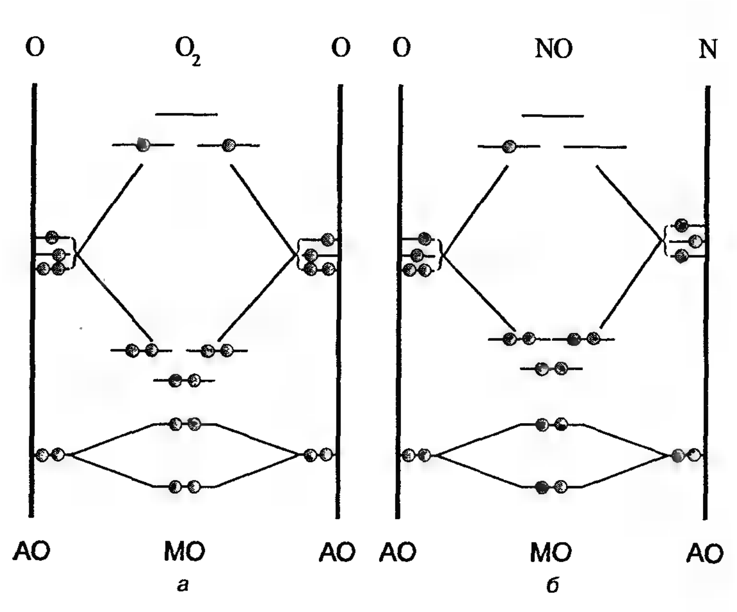


Рис. 32.2. Энергетические диаграммы молекул O_2 и NO

ной цепи и функциональным группам. Например, алициклический углеводород, ароматическая карбоновая кислота, гетероциклический амин и т. д. Этого, как правило, достаточно для характеристики вещества.

В то же время конкретные вещества требуют более подробного названия. Мы практически не касаемся в учебнике номенклатуры органических соединений, так как считаем достаточным, чтобы учитель и ученик понимали авторов учебника, знали, о каком именно веществе идет речь, не задумываясь о его «правильном» названии. Ведь на самом деле номенклатурой пользуются только профессионалы. И если, как им кажется, можно обойтись без нее в школьном курсе химии, то это хорошо.

Тем не менее учителю хотим дать некоторые сведения общего характера.

В настоящее время общепризнанной является систематическая номенклатура ИЮПАК[1]. На самом деле имеется несколько вариантов такой номенклатуры.

Наиболее распространенный вариант ее — *заместительная номенклатура*. Само название показывает, что в соединении выделяется некоторая основа, в которой произведено замещение атомов водорода на другие атомы или группы атомов. Иными словами, название соединения определяется названием углеводорода.

По правилам ИЮПАК название органического соединения строится из названия главной цепи, образующего корень слова, и названия функциональных групп, обозначенных соответствующими приставками (префиксами) или суффиксами (табл. 32.1).

---

[1] IUPAC — International Union of Pure and Applied Chemistry — Международный союз чистой и прикладной химии.

Таблица 32.1

Функциональные группы[1]
(в порядке понижения старшинства)

Группа	Префикс	Пример	Суффикс	Пример
—[C]COOH	—	—	-овая кислота	Этановая кислота CH_3COOH
—COOH	Карбокси-	о-Карбоксикоричнаякислота $HOOCC_6H_4CH{=}CHCOOH$	-карбоновая кислота	1,2-Бензолдикарбоновая (фталевая) кислота $C_6H_4(COOH)_2$
$—SO_3H$	Сульфо-		-сульфо-	Бензолсульфокислота $C_6H_5SO_3H$
—CHO	Формил-	о-Формилбензойная кислота $OHCC_6H_4COOH$	-аль	Пропаналь C_2H_5CHO
>C=O	Оксо-		-он	Пропанон CH_3COCH_3
—OH	Гидрокси- или чаще окси-	Оксиуксусная (оксиэтановая) кислота $CH_2OHCOOH$	-ол	Этанол C_2H_5OH
$—NH_2$	Амино-	Аминоэтановая кислота NH_2CH_2COOH	-амин	Метиламин CH_3NH_2
$—NO_2$	Нитро-	Нитрометан CH_3NO_2	—	—
—OR	Алкокси- (метокси-, этокси- и др.)	Метоксиэтан $CH_3OC_2H_5$	—	—
—F, —Cl, —Br, —I	Фтор-, хлор-, бром-, иод-	Фторметан CH_3F	—	—

[1] Строго говоря, функциональными группами называются группы атомов типа [C]—A—H (атом углерода, заключенный в скобки, входит ■ состав главной углеродной цепи), где A — атом или группа атомов кислорода, серы или азота; функциональной называют также карбонильную группу [C]═O. Группы, не содержащие атомов водорода (кроме карбонильной), т. е. галогены, нитро-($—NO_2$) ■ т. п., называются нефункциональными заместителями. Но для нас это различие не имеет ни малейшего значения.

Приведем последовательность действий при составлении названия органического соединения:

1. Определяем старшую функциональную группу, название которой укажем в суффиксе.

2. Находим главную углеродную цепь (она определяет корневую основу названия):

а) с ней должно быть связано максимальное число старших функциональных групп;

б) она должна включать максимальное число кратных связей;

в) длина цепи должна быть максимальна.

3. Определяем степень насыщенности соединения и отражаем ее в названии

суффиксом **ан-** — для предельных
ен- — для алкенов
диен- — для алкадиенов
ин- — для алкинов

4. Устанавливаем характер других функциональных групп и располагаем их обозначения в алфавитном порядке, независимо от химической природы.

5. Определяем умножающие приставки, имея в виду, что они не учитываются при алфавитном размещении префиксов (ди — два, три — три, тетра — четыре и др.).

6. Нумеруем атомы углерода в главной цепи так, чтобы наименьшие номера получили:

а) старшая функциональная группа;

б) атомы углерода при кратных связях (двойные связи «старше» тройных);

в) функциональные группы, обозначенные в префиксе с учетом их алфавитного старшинства.

7. Записываем название органического соединения, используя необходимые разделительные знаки.

Например: а) $\overset{1}{C}H_2{=}\overset{2}{C}H{-}\overset{3}{C}H{=}\overset{4}{C}H{-}\overset{5}{C}H(CH_2{-}CH_3){-}\overset{6}{C}{\equiv}\overset{7}{C}H$

5-этилгептадиен-1,3-ин-6

б) $\overset{6}{C}H_3{-}\overset{5}{C}H(Cl){-}\overset{4}{C}H(CH_3){-}\overset{3}{C}H{=}\overset{2}{C}(Cl){-}\overset{1}{C}H_3$

4-метил-2,5-дихлоргексен-2

в) $\overset{4}{C}H_3{-}\overset{3}{C}H{=}\overset{2}{C}(CH_2{-}CH_3){-}\overset{1}{C}H_2{-}OH$

2-этилбутен-2-ол-1

г) $Br{-}\overset{5}{C}H_2{-}\overset{4}{C}H(C_6H_5){-}\overset{3}{C}{\equiv}\overset{2}{C}{-}\overset{1}{C}H_3$

5-бром-4-фенилпентин-2

д) $\overset{1}{C}H_3{-}\overset{2}{C}H(NH_2){-}\overset{3}{C}H_2{-}\overset{4}{C}H(OC_2H_5){-}\overset{5}{C}H_2{-}C_6H_5$

5-фенил-4-этоксипентиламин-2

Вместе с тем правила ИЮПАК позволяют употреблять названия соединений, построенные на основе старых *тривиальной* и *рациональной* номенклатур.

Тривиальная[1] номенклатура представляет собой совокупность исторически сложившихся названий, например уксусная кислота, фенол, формальдегид.

[1] Согласно словарю Ожегова, *тривиальный* — неоригинальный, пошлый.

Рациональная[1] номенклатура позволяет строить название соединения на основании структуры более простого соединения, выбираемого в качестве прототипа, например 2-метилпропан по рациональной номенклатуре может быть назван «триметилметан».

$$
\begin{array}{c}
\mathrm{H} \\
| \\
\mathrm{CH_3}-\mathrm{C}-\mathrm{CH_3} \\
| \\
\mathrm{CH_3}
\end{array}
$$

§ 32.4. Химическая связь в органических соединениях

Прочность и реакционноспособность. Ранее мы неоднократно подчеркивали, что химическое соединение тем более реакционноспособно, чем слабее в нем химические связи между атомами. Это очевидно. Чем связи слабее, тем легче они рвутся и тем легче, быстрее, с бо́льшим энергетическим эффектом вещество вступает в реакцию. Однако...

В каком веществе связь между атомами углерода прочнее — этане или этилене? Конечно же в последнем, где кратность связи равна двум, имеется двойная связь. Какое из этих веществ реакционноспособнее? И снова этилен. Он легко вступает в реакции с превращением двойной связи в одинарную. В таких реакциях присоединения (гидрирования, галогенирования и т. п.) связь между атомами углерода не разрывается до конца, а изменяется. При этом затрата энергии на разрыв одной из связей компенсируется образованием новых связей с присоединившимися атомами. В то же время по отношению к термическому разложению (при нагревании) устойчивее этилен, чем этан.

[1] *Рациональный* — разумно обоснованный, целесообразный (Ожегов).

Глава 33

§ 33.1. Строение алканов

Начиная обсуждение нового материала, всегда желательно показать, что новое — просто еще не осмысленное старое, знакомое. Так и обсуждение парафинов, по-видимому, следует начинать с парафина. Затем вспомнить бензин, керосин, минеральные масла, бытовой газ (метан), баллонный газ (смесь пропана с бутаном).

О σ-связи. Мы говорим о возможности свободного поворота атомных групп вокруг σ-связи. Здесь следует подчеркнуть, что это свойство σ-связи обусловлено ее цилиндрической симметрией. В то же время очевидно, что пространственное строение молекулы во время поворота все-таки меняется, так как соединенные этой связью атомные группы цилиндрической симметрией на самом деле не обладают. На рисунке 33.1, *а* и *б* показаны фигуры, действительно обладающие такой симметрией. Однако *атомные* группы отнюдь не шары и не цилиндры, группа —CH_3, например, пирамида. Рисунок 33.1, *в* и *г* демонстрирует отличие в строении. Отсюда и несколько различающаяся энергия конформеров.

Еще раз отметим: если конформеры (как и изомеры) обладают разной энергией, то существует кон-

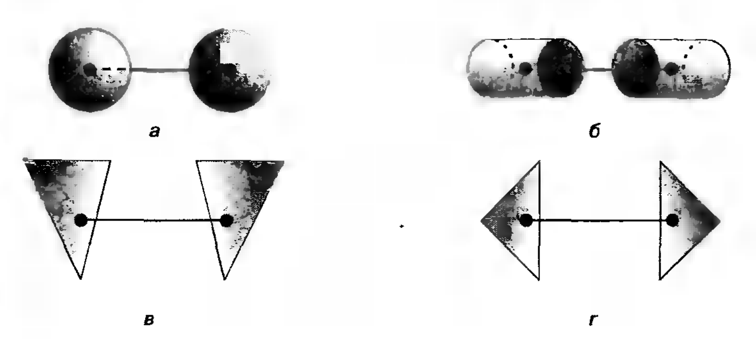


Рис. 33.1. Цилиндрическая симметрия σ-связи

формер (и изомер), который обладает наименьшей энергией для всех соединений данного состава; он и должен существовать в единственном числе как самый устойчивый. Однако для перехода из одной формы в другую (как и для возможных химических реакций между веществами) существует барьер энергии активации, который мешает мгновенному протеканию всех возможных превращений. Этот барьер относительно высок для изомерных переходов и низок для конформерных. В последнем случае он имеет порядок энергии теплового движения молекул и поэтому легко преодолевается. По этой причине выделить отдельную конформационную конфигурацию невозможно, если, очевидно, не понизить достаточно температуру. Переход одного конформерного состояния в другое при комнатной температуре совершается приблизительно 10 млрд раз в 1 с.

Оптическая изомерия проявляется в том, что благодаря наличию асимметрического атома в молекуле ее электрическое поле оказывается несимметричным, т. е. ее взаимодействие с электромагнитным излучением (свет является одним из видов такого излучения) зависит от направления.

Что такое несимметрический атом, нагляднее представить себе (и ученикам) на плоскостной модели (рис. 33.2). Попробуйте совместить приведенные

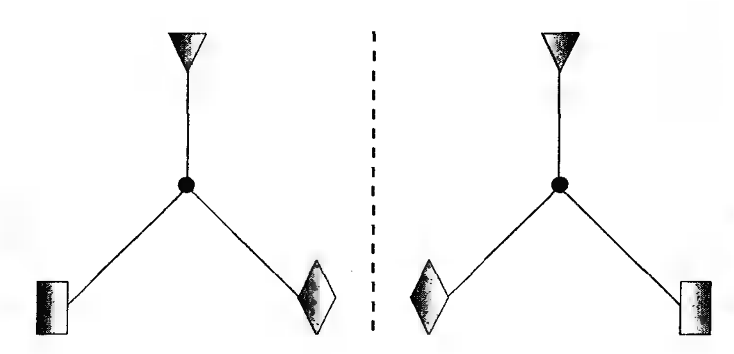


Рис. 33.2. Плоскостная модель зеркальных (оптических) изомеров

два рисунка, не выходя из плоскости последнего. При наличии **трех** разных заместителей у центрального атома это невозможно. Но если хотя бы два заместителя одинаковы, задача решается просто. Попробуйте.

Для реальной пространственной молекулы около асимметрического атома должно быть **четыре** разных заместителя.

Существует группа изомерных превращений (связанных чаще всего с перемещением атомов **водорода** от одного атома к другому) с очень малыми энергиями активации. В этом случае в равновесной смеси одновременно присутствуют разные изомеры (обладающие разными физическими и химическими свойствами), называемые *таутомерными формами*. Само явление называется *таутомерией*[1].

Например, в водном растворе глюкозы устанавливается динамическое равновесие между несколькими таутомерами:

α-Глюкоза 36% ⇌ Ациклическая форма 0,02% ⇌ β-Глюкоза 64%

[1] От греч. *tautos* — тот же самый и *meros* — мера.

И если в какой-либо химической реакции расходуется один из изомеров (например, в реакции «серебряного зеркала» с глюкозой — открытая форма), то его расход непрерывно пополняется за счет превращения в него нереагирующих таутомеров.

Об изомерии. Изомерия — не атрибут лишь органических соединений.

Чем принципиально органические соединения отличаются от неорганических? Абсолютно ничем. Те же атомы и те же взаимодействия между ними (поэтому довольно бессмысленно говорить о теории строения органических соединений как особого класса соединений). Единственное отличие состоит в числе атомов в молекулах. Но существуют и сложные неорганические молекулы. Так, на них основана вся химия комплексных соединений. Существуют и неорганические полимеры, в качестве которых, например, могут рассматриваться силикаты.

Изомерия — свойство достаточно сложных молекул независимо от того, относятся они к органическим или неорганическим. И все виды изомерии, обсуждаемые обычно в курсе органической химии, существуют и в неорганической. Просто в школьном курсе они не рассматриваются. Напомним, что получение мочевины из изоцианата аммония — реакция изомеризации

$$NH_4{-}N{=}C{=}O \rightarrow O{=}C(NH_2)_2$$

Изоцианат аммония — соль одной из таутомерных форм циановой кислоты:

$H{-}N{=}C{=}O$
Изоциановая кислота

$N{\equiv}C{-}O{-}H$
Циановая кислота

Еще один пример изомерии в неорганической химии:

$$\begin{matrix} Cl & & NH_3 \\ & Pt & \\ NH_3 & & Cl \end{matrix}$$

Транс-дихлородиамминплатина (II)

$$\begin{matrix} Cl & & Cl \\ & Pt & \\ NH_3 & & NH_3 \end{matrix}$$

Цис-дихлородиамминплатина (II)

Такая изомерия в данном случае возможна только из-за плоского квадратного строения этого комплекса платины. При тетраэдрическом строении молекул с аналогичной формулой изомеры не существуют. Попробуйте, например, нарисовать разные тетраэдры для CH_2Cl_2.

§ 33.2. Физические свойства алканов

О температурах кипения и плавления. Говоря о температурах кипения и плавления углеводородов ряда метана, обязательно надо вспомнить об аналогичной закономерности для галогенов, галогеноводородов и т. п.; вспомнить относительные температуры кипения азота и кислорода.

Мы знаем, что эти температуры характеризуют не *внутри*молекулярные, а *меж*молекулярные связи. Чем последние прочнее, тем выше температуры перехода из одного агрегатного состояния в другое.

Величина межмолекулярных сил (сил Ван-дер-Ваальса) определяется не молекулярной массой, как,

к сожалению, часто говорят, а числом частиц, образующих молекулу, а именно — атомных ядер и электронов. Чем их больше, тем легче возникают микродиполи в результате флуктуаций[1] формы молекул. Очевидно, что чем из большего числа частиц состоит молекула, тем легче она деформируется.

Вот яркий пример. Температура кипения H_2, состоящего из 2 ядер и 2 электронов, равняется 20,38 К, а He, состоящего из меньшего числа частиц (1 ядра и 2 электронов), хотя и более тяжелого, меньше — 4,25 К. Впрочем, проблема взаимодействий частиц в молекулярных, атомных и ионных веществах уже обсуждалась в курсах всех младших классов. Но, как показывает практика, вполне может показаться новой.

Сравнение температур кипения и плавления *н*-бутана и изобутана показывает, что не только состав, но и форма молекулы имеет значение. Молекулы *н*-бутана упаковываются плотнее, поэтому связь между ними прочнее.

Цитаты (выделения в тексте наши). «...Каждый рудокоп знал: где уголь, там метан — **тяжелый** рудничный газ без цвета, вкуса и запаха, способный гореть и взрываться **без всяких причин**»[2]. Как известно, во-первых, метан легче воздуха и, во-вторых, взрывается по вполне определенным причинам. Это смесь горючего газа с воздухом и, как все такие смеси, взрывается при появлении хотя бы искры.

[1] Напомним, *флуктуации* — случайные отклонения от средних значений наблюдаемых физических величин, характеризующих системы из сравнительно большого числа частиц.

[2] *Федоровский Е.* Входящий для спасения. Искатель. 1980. № 1. С. 79—116.

«С помощью специального радара аппарат сможет проникнуть через **оранжевую** пелену углеводорода, покрывающую спутник [Сатурна Титан]»[1].

Всем известно, что углеводороды бесцветны.

§ 33.3. Химические свойства алканов

О радикальном и ионном механизмах реакций. Подавляющее большинство реакций с участием углеводородов идет по радикальному механизму, т. е. с промежуточным образованием радикалов.

Все реакции включают в себя разрыв одних химических связей и возникновение других. Этот процесс не всегда происходит в виде отдельных событий — разрыв и образование связей. Они могут быть слиты (и это бывает гораздо чаще) в непрерывный единый процесс перехода от одних связей к другим. Но для удобства обсуждения того, что случается в действительности, эти процессы часто рассматривают отдельно.

В случае одинарной ковалентной связи на связывающей МО находится два электрона. Когда связь разрывается, эти электроны могут перераспределиться между атомами двумя способами, о которых речь пойдет ниже.

Первый способ. Электроны возвращаются с МО на исходные АО. Например:

$$H{:}H \rightarrow H^{\cdot} + H^{\cdot}$$

или

$$H{:}Cl \rightarrow H^{\cdot} + Cl^{\cdot}$$

или

$$CH_3{:}H \rightarrow CH_3^{\cdot} + H^{\cdot}$$

[1] *Авербух В.* Американский лозунг: «Даешь Сатурн!» Известия. 1997. 14 окт.

Это так называемый *гомолитический*[1] *разрыв* связи. Он происходит под действием высокой температуры[2] или при действии света.

Например, взаимодействие газообразных хлора и водорода инициируется светом:

$$Cl_2 \xrightarrow{h\nu} Cl^{\cdot} + Cl^{\cdot}$$

Образовавшийся атом хлора, который содержит неспаренный электрон и потому является радикалом, взаимодействует с молекулой водорода:

$$H_2 + Cl^{\cdot} \rightarrow HCl + H^{\cdot}$$

Затем очевидна реакция:

$$Cl_2 + H^{\cdot} \rightarrow HCl + Cl^{\cdot}$$

и т. д.

Думаем, понятно, почему, во-первых, эта реакция называется *цепной* и, во-вторых, почему практически все реакции с участием радикалов — цепные. Напомним, что о радикалах, образующихся из метана при высокой температуре, мы уже писали в § 20.10.

Другой способ разрыва химической связи. Оба электрона переходят на АО одного из атомов. Этот атом (или группа, в состав которой этот атом входит) приобретает тем самым лишний электрон, которого у него не было в исходном состоянии, и поэтому обретает отрицательный электрический заряд, становит-

[1] На всякий случай еще раз напомним: гомо... (от греч. *гомос* — равный, одинаковый, взаимный, общий) — составная часть сложных слов, означающая: сходный, единый, принадлежащий одному и тому же (например, гомогенная система); ...лиз (от греч. *лизис* — разложение, растворение, распад) — часть сложных слов, означающая: относящийся к растворению, разложению вещества (например, гидролиз, пиролиз).

[2] Возможно, представят интерес следующие цифры. При комнатной температуре в 1 $см^3$ газообразного хлора находится около четырех атомов хлора. При 200 °С их число возрастает почти до миллиарда. В сравнении с числом молекул хлора ($\sim 10^{19}$ /$см^3$) число атомов сравнительно невелико, но достаточно для начала цепной реакции.

ся отрицательным однозарядным ионом. Второй атом, к которому его электрон не вернулся, становится положительным однозарядным ионом. Примером такого разрыва связи в некотором смысле можно считать электролитическую диссоциацию кислот[1]:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Это так называемый *гетеролитический разрыв* связи. Чаще всего он происходит под действием растворителя (как в случае соляной кислоты) и характерен для молекул, где связь полярна. Однако он возможен и в неполярных молекулах, как в следующем примере, где ионы образуются под действием катализаторов. Вспомним каталитическое бромирование бензола в присутствии катализатора $FeBr_3$:

$$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{FeBr_3} C_6H_5Br + HBr$$

Первым этапом реакции был гетеролитический разрыв связи в молекуле Br_2 под влиянием катализатора:

$$Br_2 + FeBr_3 \rightarrow Br^+ + [FeBr_4]^-$$

(Образуется характерный для трехзарядных ионов — Fe^{3+}, Al^{3+} и т. п. — галогенидный комплекс.)

Гетеролитический разрыв связи происходит и при нитровании бензола азотной кислотой в присутствии концентрированной серной, выполняющей роль катализатора:

$$\underset{(HNO_3)}{NO_2-OH}-\underset{(H_2SO_4)}{H-OHSO_3} \longrightarrow NO_2^+ + H_2O + HSO_3^-$$

$$C_6H_6 + NO_2^+ \longrightarrow C_6H_5NO_2 + H^+$$

Суммарно

$$C_6H_6 + HONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$$

[1] Как вы знаете, на самом деле происходит не просто разрыв связи H—Cl, а переход протона от молекулы HCl к молекуле H_2O. Но два иона все-таки образуются.

Глава 34

§ 34.2. Свойства алкенов

О механизмах реакций. Одна из особенностей кратных связей (в алкенах, алкинах, аренах и т. п.) — наличие π-связи, обусловливающей повышенную электронную плотность по сравнению с одинарной σ-связью, причем, что важно в данном случае, не между атомами, а на периферии молекулы. Это значит, что на «поверхности молекулы» сосредоточивается некоторый отрицательный заряд. Он может служить причиной того, что к двойной связи притягиваются полярные молекулы своим положительным полюсом или положительно заряженные ионы.

Однако этот заряд распределен, конечно, не равномерно: имеются области повышенной и относительно пониженной электронной плотности. Иными словами, разные участки молекулы по-разному взаимодействуют с реагентами. И поэтому большинство реакций, в которых участвуют соединения с кратными связями, происходит по ионному (а не радикальному) механизму. (Подчеркнем, большинство, но, конечно, не все.)

Ионные реакции различаются по типу реагента, действующего на молекулу органического соединения, который вступает во взаимодействие на самой первой стадии реакции.

Если реагент — *электрофил*[1], т. е. частица, имеющая незанятую АО или МО, которая может принять участие в образовании химической связи за счет электронной пары партнера (полный аналог *акцептора*[2] при образовании донорно-акцепторной связи в комплексных соединениях), то ионная реакция на-

[1] От *электро...* и греч. *philia* — любовь.
[2] От лат. *acceptor* — получатель.

зывается электрофильной. Электрофилы — это чаще всего катионы небольшого размера, например[1] H^+, Cl^+, Br^+, NO_2^+.

Электрофильные реакции (как и нуклеофильные, о которых речь пойдет ниже) происходят как реакции присоединения (обозначаются[2] A_E — от англ. *addition electrophilic* — электрофильное прибавление) или замещения (S_E — от англ. *substitution electrophilic* — электрофильное замещение). Именно электрофильные реакции по понятным причинам (наличие повышенной электронной плотности в районе кратной связи) характерны для алкенов, аренов и т. п.

Пример реакции, идущей по механизму A_E:

$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow \left[\underset{\displaystyle Br_2}{CH_2{=}CH_2}\right] \rightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$$

По этому же механизму идут и другие реакции присоединения с алкенами (гидрогалогенирование, гидратация и т. п.).

Аналогично (но только аналогично, а не так же) идут реакции электрофилов с бензольным кольцом. Однако из-за большей устойчивости последнего (благодаря делокализации π-связей и потому понижению энергии электронов на них, так как они находятся в электрическом поле большего числа ядер) протекает реакция не присоединения, а замещения, т. е. осуществляется механизм S_E:

[1] Ни один из указанных катионов как таковой не существует. Это просто сильно поляризованные атомы или атомные группы в составе молекул: HCl, $Cl[AlCl_4]$, $Br[FeBr_4]$, NO_2OH (HNO_3) и т. п.

[2] Мы не считаем нужным вводить это и ему подобные обозначения, приведенные ниже. Однако конкурсные комиссии в некоторых вузах, в частности в Московской медицинской академии им. И. М. Сеченова, их используют.

$$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{FeBr_3} [C_6H_6 \cdot Br_2] \rightarrow C_6H_5Br + HBr$$

И в том, и в другом случае в качестве промежуточного соединения образуется так называемый *π-комплекс*.

Однако если этилен обесцвечивает бромную воду (т. е. реакция происходит при комнатной температуре без всяких затруднений), то бензол с бромной водой не реагирует вообще (но экстрагирует из нее бром) и для реакции требуется несколько повышенная температура (~40 °C), жидкий бром (а не раствор) и катализатор, поляризующий[1] молекулу брома, делающий ее более электрофильной:

$$Br_2 + FeBr_3 \rightarrow Br^{\delta+}\,[FeBr_4]^{\delta-}$$

По этому же механизму (S_E) происходит и нитрование бензольного кольца.

Если реагент — *нуклеофил*[2], т. е. частица, имеющая электронную пару на несвязывающей МО, которая может принять участие в образовании химической связи за счет свободной АО или МО партнера (полный аналог *донора*[3] при образовании донорно-акцепторной связи в комплексных соединениях), то ионная реакция называется нуклеофильной. Примерами нуклеофилов могут служить анионы (OH^-, Cl^- и др.) и нейтральные молекулы, имеющие у центрального атома (в следующих примерах выделен) несвязывающие электронные пары ($H_2\boldsymbol{O}$, $\boldsymbol{N}H_3$, R—$\boldsymbol{O}$H и т. п.).

[1] *Поляризация молекулы* — образование (или возрастание величины) электрических полюсов у молекулы.

[2] От лат. *nucleus* — ядро и греч. *philia* — любовь. Автор термина имеет в виду, очевидно, положительный заряд ядра. На самом деле речь идет о заполненности электронами орбиталей данной частицы, которые могут перекрываться с орбиталями другой частицы. «Любовь» нуклеофильной частицы (молекулы или иона) к положительному заряду второй частицы (но не ядра) обусловлена наличием у них свободной электронной пары.

[3] От лат. *donare* — дарить.

Как и электрофильные, нуклеофильные реакции происходят как реакции присоединения (обозначаются A_N — от англ. *addition nucleophilic* — нуклеофильное прибавление) или замещения (S_N — от англ. *substitution nucleophilic* — электрофильное замещение).

Пример реакции, идущей по механизму A_N — нуклеофильного присоединения, — восстановление альдегида до спирта, которое в лабораторных условиях проводят с помощью алюмогидрида лития $LiAlH_4$, действующим началом которого является нуклеофил — гидрид-ион H^-.

На первой стадии реакции нуклеофильная частица присоединяется к атому углерода, на котором электронная плотность понижена из-за ее смещения к более электроотрицательному атому кислорода. На второй стадии происходит гидролиз алкоголят-иона:

$$R{-}CHO + H^- \longrightarrow [R{-}CH_2{-}O^-] \xrightarrow{H_2O(H^+)}$$

$$\longrightarrow R{-}CH_2OH + OH^-(H_2O)$$

Пример реакции S_N — гидролиз алкилгалогенидов. Нуклеофил — гидроксид-ион OH^-.

На первой стадии реакции происходит гетеролитическое (с образованием ионов) отщепление атома галогена (в виде соответствующего галогенид-иона). В качестве промежуточного продукта получается ка-

тион с положительным зарядом на атоме углерода (так называемый *карбокатион*). Он может присоединить как группу $—OH^-$, превращаясь в спирт (эта стадия и является собственно реакцией нуклеофильного присоединения; но суммарно произошло замещение галогена на гидроксил — реакция замещения), так и превратиться в конечный продукт (нейтральную молекулу алкена) за счет отщепления H^+:

$$H_3C—\underset{CH_3}{\overset{Br}{C}}—CH_3 \rightarrow \left[H_3C—\underset{CH_3}{C^+}—CH_3 + Br^-\right] \rightarrow$$

$$\rightarrow \begin{cases} \xrightarrow{+OH^-} H_3C—\underset{CH_3}{\overset{OH}{C}}—CH_3 + Br^- \\ \xrightarrow{-H^+} H_3C—\underset{CH_3}{C}{=}CH_2 + HBr \end{cases}$$

Приведенный механизм объясняет возможность получения того или иного продукта — спирта или алкена — при гидролизе галогенидалкенов в зависимости от условий. В присутствии щелочи, нейтрализующей бромоводород, предпочтителен второй путь.

О правиле Марковникова. В нашем учебнике приведено объяснение правила Марковникова. Это объяснение, как нам кажется, проще, чем в других школьных учебниках. В данную интерпретацию легко входят и исключения. Например, распределение зарядов на атомах в молекуле 3,3,3-трихлорпропена-1:

$$\overset{\delta_3^+}{Cl_3C_3}\leftarrow \overset{\delta_2^+}{CH}{=}\overset{\delta_1^+}{CH_2}$$

Очевидно, что $\delta_2^+ < \delta_1^+$ (на крайнем атоме электронный сдвиг ничем не компенсируется) и взаимодействующий с двойной связью ион H^+ присоединяется ко второму атому, на котором положительный заряд меньше:

$$CCl_3—CH{=}CH_2 + HCl \rightarrow CCl_3—CH_2—CH_2Cl$$

(Ион Cl^- присоединяется к атому с бо́льшим положительным зарядом — первому.)

В школьных и иногда вузовских учебниках правило Марковникова и правила ориентационного влияния заместителей в производных бензола, действующие по тому же механизму, обычно объясняют так называемыми индукционным и мезомерным эффектами. Мы не будем их здесь подробно обсуждать, так как настоящего объяснения они не дают.

Приведем лишь один пример. Для реакций пропилена правило Марковникова объясняется индуктивным эффектом метильной группы, который (эффект) вызывает сдвиг электронной плотности вдоль σ-связи к среднему атому углерода, а π-электроны двойной связи смещаются к крайнему атому углерода:

$$CH_3 \rightarrow CH{=}CH_2$$

В результате на этих атомах появляются некоторые положительный и отрицательный заряды, которые и обусловливают ориентационный эффект:

$$CH_3 \rightarrow \overset{\delta+}{CH}{=}\overset{\delta-}{CH_2}$$

Возникает законный вопрос. Почему при сдвиге электронной плотности ко второму атому углерода на нем возникает положительный заряд? И почему π-электроны смещаются от положительно заряженного атома?

В действительности наблюдаемый эффект, по-видимому, связан с устойчивостью промежуточных

частиц. В качестве таких частиц в реакциях электрофильного присоединения по кратной связи выступают карбокатионы. От их устойчивости и зависит направление реакции.

В результате присоединения иона водорода H^+ к двойной связи пропилена могут возникнуть два карбокатиона:

$$CH_3—CH_2—\overset{+}{C}H_2 \text{ и } CH_3—\overset{+}{C}H—CH_3$$

Ни в том, ни в другом катионе положительный заряд на выделенном атоме углерода не равен, а много меньше 1 из-за смещения к нему электронной плотности от соседних атомов. Но в первичном катионе донором этой плотности является один, а во вторичном два соседних атома углерода. Это значит, что распределение заряда во вторичном карбокатионе более равномерное; такая частица оказывается более устойчивой, и реакция идет по пути, направляемому ее образованием, что соответствует правилу Марковникова.

Еще раз повторим. Все имеющиеся так называемые объяснения правила Марковникова в значительной степени умозрительны и имеют лишь косвенные подтверждения. Поэтому, возможно, им не место в школьной программе.

На рисунке 34.1 (почти в правильном масштабе; приближенность связана с отсутствием некоторых экспериментальных данных и необходимостью использования их оценочной величины) показано изменение энергии в ходе реакции пропилена с бромоводородом. Видно, что энергия активации реакции на пути (II) при образовании вторичного карбокатиона заметно меньше, чем на пути (I). Этим и обусловлено преимущественное протекание реакции по пути (II) с образованием 2-бромпропана в соответствии с правилом Марковникова.

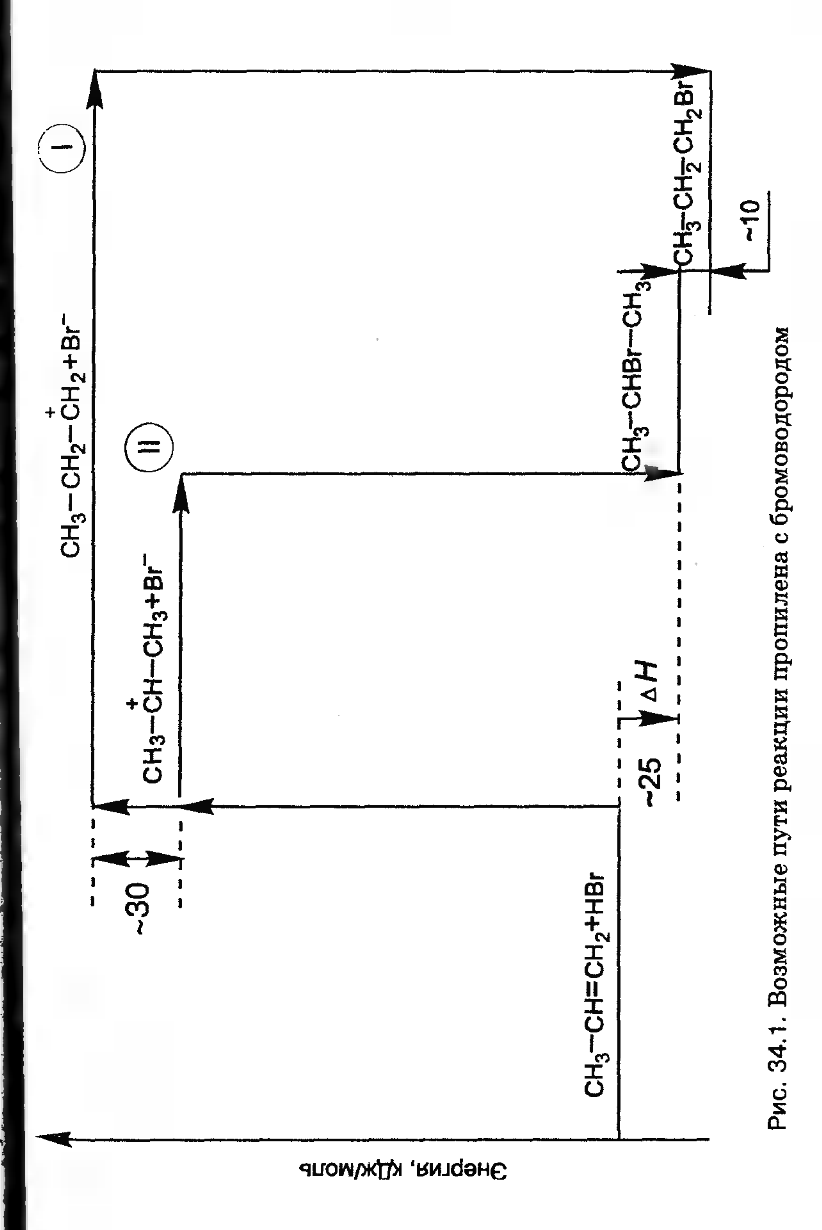


Рис. 34.1. Возможные пути реакции пропилена с бромоводородом

Одновременно видно, что продуктом реакции является не наиболее устойчивое соединение, а то, которое образуется на пути, обеспечивающем максимальную скорость его образования. Переход в более устойчивую форму возможен только в условиях равновесия, которые очень редко могут быть реализованы (поэтому и существуют изомеры: из-за наличия активационного барьера переход из одной формы в другую кинетически затруднен).

§ 34.5. Алкины

Для ацетилена энтальпия образования $\Delta_f H^0 = +227$ кДж/моль. Реакция его разложения чрезвычайно экзотермична. Именно поэтому, в отличие от многих других газов, его никогда не закачивают в баллоны под высоким давлением, что может привести к взрыву. В баллонах ацетилен растворен в ацетоне, которым пропитан пористый носитель типа силикагеля.

Это же одна из причин высокой экзотермичности реакции горения ацетилена.

По электронному строению тройная углерод-углеродная связь имеет много общего с соответствующей двойной связью. Поэтому можно ожидать, что алкины будут вступать в те же реакции, что и алкены. В то же время следует учитывать и специфические особенности алкинов: *sp*-гибридное состояние атомов углерода, образующих тройную связь, а в связи с этим меньшая длина тройной связи по сравнению с двойной, линейное расположение гибридных орбиталей, высокая электроотрицательность *sp*-гибридизованных атомов углерода.

Поэтому по сравнению с алкенами алкины несколько менее активны в реакциях электрофильного присоединения и более активны в реакциях с нуклеофилами, [redacted] алкины-1 проявляют кислотные свойства.

Ацетилен на 18 порядков более сильная кислота, чем этилен, и на [redacted] порядков более слабая, чем вода. Сравните приближенные константы диссоциации некоторых веществ:

Кислота	H_2O	C_2H_5OH	C_2H_2	C_2H_4
$K_{дис.}$	10^{-16}	10^{-18}	10^{-22}	10^{-40}

§ 34.6. Арены

О правилах ориентации в бензолпроизводных. С учетом сказанного о правиле Марковникова считаем бесполезным [redacted] школьном курсе даже пытаться объяснить ориентационное влияние заместителей в производных бензола. Можно только в качестве мнемонического правила[1] запомнить, что атомы [redacted] атомные группы-доноры электронной плотности являются *орто-пара*-ориентантами, а атомы и атомные группы-акцепторы — *мета*-ориентантами (табл. 34.1).

Таблица 34.1

Некоторые важные *орто-пара-* [redacted] *мета*-ориентанты

Ориентанты	Формулы
орто-пара-ориентанты	$—NR_2$, $—OH$, $—OCH_3$, $—OC_2H_5$, $—CH_3$, $—C_2H_5$ и т. п.; $—Br$, $—Cl$, $—I$
мета-ориентанты	$—C{\equiv}N$, $—CH{=}O$, $—SO_3H$, $—NO_2$, $—\overset{+}{N}(CH_3)_3$, $—COOH$, $—CCl_3$

[1] *Мнемотехника* (от греч. *mnemonika* — искусство запоминания) — совокупность приемов и способов, облегчающих запоминание путем образования некоторых искусственных ассоциаций.

Глава 35

§ 35.1. Углеводороды в природе. Применение

На рисунке 35.1 приведены данные по относительным запасам природного газа в различных регионах мира, а на рисунке 35.2 доля разных стран в его мировой добыче.

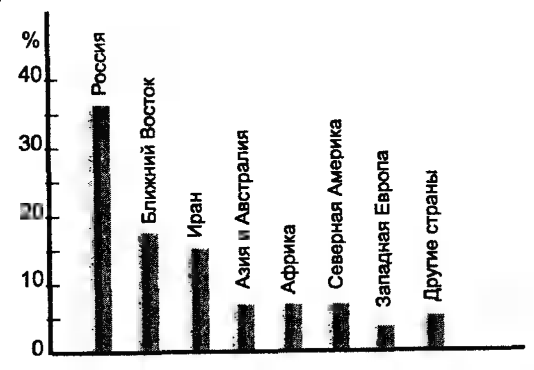


Рис. 35.1. Распределение ресурсов природного газа между регионами мира

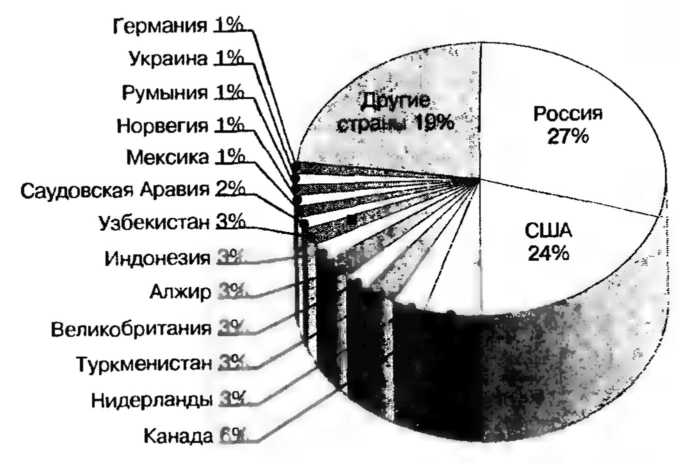


Рис. 35.2. Доля различных стран в мировой добыче природного газа (1996)

Глава 36

§ 36.1. Введение

О функциональных группах. Обратите внимание, что группа —OH может называться (в качестве приставки) и окси- и гидрокси-.

§ 36.2. Галогенопроизводные углеводородов

О названии. Галогенопроизводные углеводородов могут называться галогенидалкилами, алкилгалогенидами, галогенозамещенными углеводородами и др. Важно, чтобы собеседники или авторы и читатели понимали друг друга.

§ 36.4. Амины

Причина осно́вных (нуклеофильных) свойств аммиака и аминов заключается в наличии у атома азота неподеленной пары электронов, которая участвует в образовании ковалентной связи с катионом водорода по донорно-акцепторному механизму. Электронная пара связи предоставляется атомом азота — донором, а валентная орбиталь катионом водорода — акцептором.

Основность алифатических аминов выражена сильнее, чем у аммиака, благодаря влиянию алкильных радикалов, увеличивающих электронную плотность на атоме азота.

Ароматические амины имеют менее выраженный основный характер, чем аммиак и алифатические амины, что обусловлено влиянием фенильного радикала, его бо́льшим сродством к электрону.

§ 38.1. Карбонильные соединения

Альдегиды и кетоны отличаются большой реакционной способностью. Большинство их свойств обусловлено присутствием активной карбонильной группы. Двойная связь карбонильной группы сходна по природе с двойной углерод-углеродной связью. Однако если $E_{C=C} < 2E_{C—C}$, то $E_{C=O}$ = 749,4 кДж/моль больше, чем $2E_{C—O} = 2 \cdot 358 = 716$ кДж/моль.

Помимо этого, из-за значительно большей электроотрицательности атома кислорода по отношению к атому углерода, связь C=O сильно поляризована:

$$>\overset{\delta^+}{C}=\overset{\delta^-}{O}$$

Углеродный атом обладает электрофильными свойствами и способен реагировать с нуклеофильными реагентами. Соответственно атом кислорода является нуклеофильным.

Радикалы, способные увеличивать положительный заряд на атоме углерода карбонильной группы, сильно повышают реакционную способность альдегидов и кетонов. Радикалы или атомы, уменьшающие положительный заряд на этом углеродном атоме, оказывают противоположное действие.

Например, реакционная способность уменьшается в следующем ряду:

$$H—C(=O)—H > CH_3—C(=O)—H > CH_3—C(=O)—CH_3$$

Помимо реакций присоединения по карбонильной группе для альдегидов и кетонов характерны также реакции с участием соседних с карбонильной группой атомов, обусловленные электронно-акцепторным влиянием на них карбонильной группы. Например, это реакции окисления альдегидов.

Глава 39

§ 39.3. Получение и применение карбоновых кислот

Бензойная кислота, бензоаты натрия и калия, имеющие шифры пищевых добавок Е210, Е211 и Е212 соответственно, применяются как консерванты в производстве мармелада, пюре, повидла, варенья, соков и прочих плодово-ягодных изделий, пастил, икры различных рыб.

§ 39.6. Жиры

Особое место среди животных жиров занимает молочный жир, составляющий в сливочном масле 82%, а в топленом — 98%. Остальное приходится на белок и воду.

Основу маргарина и кулинарных жиров составляют продукты гидрирования жидких жиров — пищевые саломасы. В составе маргарина есть также каротин, придающий желтоватую окраску, сквашенное молоко, повышающее антибактериальные свойства и придающее вкус, витамины A и D, специальные вещества, придающие запах, а также природные поверхностно-активные вещества, связывающие отдельные компоненты этой сложной смеси.

В таблице 39.1 приведено содержание жирных кислот в нескольких распространенных сортах масла и маргарина, имеющихся сейчас в продаже. По данным таблицы можно предложить выбрать наиболее ценный продукт. Чтобы использовать данную таблицу в учебном процессе, следует предложить ученикам сделать выбор. Правильный ответ: маргарин «Delmy».

4-263

Таблица 39.1

Жирные кислоты в масле и маргарине

Название	Содержание жирных кислот, %		
	Насыщенные	Мононенасыщенные	Полиненасыщенные
Мягкое масло «Лапландия», Швеция	19	65,3	15,7
Маргарин «Sarina», Германия	26,8	51,8	21,4
Маргарин «Delmy», Голландия	33,9	26,7	39,4
Маргарин «Rama», Германия	43,8	40,1	16,1

Льняное, конопляное, ореховое и другие масла́, содержащие триглицериды непредельных кислот преимущественно с двумя и тремя двойными связями, в результате окисления и полимеризации превращаются на воздухе в прозрачную, эластичную, устойчивую к органическим растворителям и влаге пленку и носят название высыхающих масел. Это основа масляных красок, которые представляют собой суспензию пигмента в высыхающем масле с добавлением какого-либо катализатора (сиккатива). Продукт взаимодействия льняного масла с оксидом свинца (II) известен под названием олифы.

Цитата. «Уникальные вяжущие свойства хитозана (средства для похудения) объясняются положительным зарядом его частиц, притягивающих к себе положительно заряженные молекулы жира в соотношении 1:12»[1]. Это пример полной бессмыслицы, показывающий, насколько можно доверять рекламе.

[1] Московский комсомолец. 1996. 29 мая.

Глава 40

§ 40.1. Галогенозамещенные кислоты

Увеличение силы кислоты при замещении атомов водорода в α-положении удобно объяснять индукционным эффектом — смещением электронной плотности к более электроотрицательным атомам, что показано стрелками в следующей структурной формуле:

$$Cl\leftarrow \overset{\overset{Cl}{\uparrow}}{\underset{\underset{Cl}{\downarrow}}{C}}\leftarrow C\begin{matrix} \nearrow\!\!\!\!= O \\ \searrow \ddot{O}\leftarrow H \end{matrix}$$

Понижение электронной плотности на атоме кислорода в гидроксогруппе обусловливает уменьшение на нем отрицательного заряда и ослабление связи с атомом водорода. Последнее и есть «усиление кислотных свойств», соответствующее облегчению диссоциации.

Из галогенозамещенных кислот наиболее широко применяется хлоруксусная кислота. Она используется в производстве гербицидов, индиго и других важных органических соединений. Дихлоруксусная кислота используется в синтезе антибиотика хлормицетина. Трихлоруксусная кислота находит применение в медицине для прижиганий, а в виде натриевой соли — в качестве гербицида для уничтожения злаковых сорняков.

Натриевая соль фторуксусной кислоты используется для истребления крыс.

§ 40.2. Оксикислоты

Среди α-оксипропионовых кислот мясо-молочная кислота — (D^+, или d) — правовращающий изомер. Ее 10%-ный раствор в воде вращает плоскость поляризации света по часовой стрелке на 3,82°.

Спиртовая молочная кислота (L^-, или l) — левовращающий изомер, поворачивающий плоскость поляризации света на тот же угол, но против часовой стрелки.

Обыкновенная молочная кислота (кислота брожения) — эквимолекулярная смесь вышеназванных изомеров (DL, или dl) оптически неактивна.

Поэтому она отличается от них по плотности и температурам плавления и кипения (ведь свойства растворов — не сумма свойств компонентов) (табл. 40.1).

Таблица 40.1

Свойства изомеров масляной кислоты

Свойство	ρ, г/см³	$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C
D^+ и L^--изомеры	1,2485	25—26	103 (при давл. 2 мм рт. ст.)
DL-изомер	1,2060	18	122 (при давл. 15 мм рт. ст.)

Обратите внимание, что температуры кипения измерены при пониженном давлении, так как при атмосферном давлении они выше, чем температуры разложения данных веществ.

Оксикислоты сочетают свойства спиртов и карбоновых кислот. Однако оксикислоты имеют много особых свойств, обусловленных наличием уже двух функциональных групп и их взаимным влиянием.

Например, молочная кислота при комнатной температуре представляет собой твердое вещество. Наличие двух групп —OH приводит к более прочному связыванию молекул друг с другом за счет водородных связей, а следовательно, к увеличению температур кипения оксикислот.

α-Оксикислоты сильнее, чем обычные карбоновые кислоты, так как сказывается влияние гидроксильной группы на карбоксильную.

Для оксикислот характерны различного вида реакции дегидратации. В зависимости от взаимного расположения функциональных групп может идти внутри- и межмолекулярная дегидратация. Например, оксикислоты с далекостоящими функциональными группами могут при дегидратации давать высокомолекулярные соединения, имеющие практическое значение (реакция поликонденсации, см. § 38.1 в учебнике).

§ 40.4. Белки

Водные растворы белков часто приводят в качестве примеров коллоидных растворов. Это неправильно.

То, что называется коллоидным раствором, является *гетерогенной* системой — системой, в которой имеются *поверхности раздела* между ее компонентами. Водорастворимые белки (в том числе альбумин яиц, гемоглобин крови) находятся в водных растворах в виде отдельных молекул. А у молекул поверхности нет. Поэтому это истинные растворы.

Физические свойства растворов, обусловленные размером растворенных частиц, в частности растворы белков с их огромными молекулами, могут быть похожи на свойства других подобных в этом отношении систем, в частности на коллоидные «растворы», правильнее говорить «коллоидные системы».

Глава 42

§ 42.1. ВМС

В дополнение к рисунку 42.9, приведенному в учебнике, приведем еще один рисунок 42.1 аморфно-кристаллического строения полимера.

Рис. 42.1. Схема аморфно-кристаллического строения полимера: *а* — кристаллические области; *б* — аморфные области

Тематическое планирование учебного материала по курсу неорганической химии для 10 класса

№ урока	Тема занятия	Вводимые опорные химические понятия и представления. Формирование специальных навыков	Лабораторные опыты	Актуализация опорных знаний, умений, навыков по химии и междисциплинарных наук. Типы решения различных задач	Задания на дом по учебникам
1	2	3	4	5	6
Повторение фундаментальных понятий курса химии основной школы					
1	Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете теории строения атома			Периодический закон, структура и физический смысл периодической системы химических элементов. Электронное строение атома	§ 10.5—10.8, 11.3, 11.4
2**	Химическая связь и строение вещества			Вид химической связи, характеристика ковалентной связи, электронное строение молекул, типы кристаллических решеток	§ 10.9, 12.1

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
Тема 1. VIIA группа периодической системы					
3	Введение. Атомы галогенов	Размер атомов. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону		Положение галогенов в периодической системе химических элементов. Строение атомов галогенов. Радиус атома	§ 23.1, 23.2 [?] 3, 5, 6 § 12.2
4	Молекулы галогенов	Длина химической связи. Силы Ван-дер-Ваальса		Вид химической связи. Электронное строение молекул галогенов. Физические свойства галогенов	§ 23.3 [?] 2, 7
5	Химические свойства галогенов	Окислительно-восстановительные реакции	№ 1	Окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель. Взаимодействие галогенов с металлами, водородом, растворами солей галогеноводородных кислот	§ 12.4, 12.5

П. З. — практические занятия.

Одна звездочка (*) — материалы 2-го уровня; две звездочки (**) обозначают темы занятия, на изучение которых можно увеличить количество часов (если есть такая возможность).

[?] — упражнения, вопросы, задачи.

6—7	Электронно-ионные уравнения реакций	Электронно-ионные уравнения. Уравнения полуреакций. Сокращенное ионное уравнение реакции	№ 2, 3	Электронный баланс	§ 23.4 [?] 3, 7, 8 § 12.5
8	Оксокислоты хлора и их соли	Взаимодействие галогенов с водой. Хлорная вода. Хлорноватистая кислота. Хлорная известь		Окислительные свойства галогенов. Применение хлора. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции	§ 23.5 [?] 4, 5, 7, 8, 10* § 12
9	Галогеноводороды	Свойства растворов водородных соединение неметаллов. Изменение кислотных свойств		Взаимодействие хлора с водородом. Хлороводород. Соляная кислота. Вычисление объемов газов-реагентов по известному количеству или массе одного из них, расчет объемных отношений газов	§ 23.6 [?] 1, 3, 4
10* П. З. № 1	Титрование раствора щелочи кислотой			Реакция нейтрализации. Концентрация растворов. Действие индикаторов	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
11*	Обобщение, систематизация, коррекция знаний, умений, навыков учащихся по теме 1	Решение задач на вычисление массы продукта реакции, если известны массы исходных веществ, одно из которых дано в избытке		Строение атомов и молекул галогенов, химические свойства галогенов и их соединений	§ 4.1—4.4 § 24.1 [?] 1—3
Тема 2. VIA группа периодической системы					
12	Введение			Элементы VIA группы периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атомов элементов VIA группы периодической системы. Свойства кислорода. Применение кислорода и воздуха	
13 П. З. № 2	Количественное определение кислорода в воздухе			Химические свойства кислорода. Состав воздуха	§ 24.1 [?] 1Т, 6Т
14—15	Оксиды	Классификация оксидов. Получение оксидов		Кислород — химический элемент, простое вещество. Химические свойства кислорода. Классификация оксидов по кислотно-основным свойствам. Взаимодействие оксидов с водой	§ 24.2 [?] 9—12, 15, 16, 18* § 7.7 (с. 143—144)
16**	Вода	Кристаллогидраты. Водородная связь		Химические свойства воды	§ 24.3 [?] 5, 17Т, 18Т
17	pH	Ионное произведение воды. Водородный показатель			§ 24.4 [?] 2, 6, 7
18	Пероксиды	Пероксиды элементов I и II группы периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Химические свойства пероксидов	№ 5	Пероксид водорода (состав, свойства, применение)	§ 24.5 [?] 1, 3

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
19**	Термохимия	Энтальпия вещества. Энтальпия реакции. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Расчеты по термохимическим уравнениям			§ 24.6 ? 5, 6
20**	Тепловой эффект химической реакции. Термохимическое уравнение			Расчет по термохимическим уравнениям	§ 4.8 ? 1, 4*, 6
21—22	Скорость химической реакции	Энергия активации. Правило Вант-Гоффа, закон действующих масс, константа скорости реакции		Скорость химической реакции, катализатор	§ 4.9 ? 2, 3*, 5 § 24.7 ? 3Т, 5 § 24.8 ? 4Т, 5Т
23—24	Химическое равновесие	Принцип Ле Шателье		Смещение химического равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия	§ 24.9 ? 1, [illegible]
25	Соединения серы (II)	Сероводород. Сероводородная вода. Кислотные и восстановительные свойства сероводородной кислоты. Сульфиды. Полисульфиды**	№ 4	Сера — химический элемент. Сера — простое вещество	§ 24.10 ? 5*, 6, 7, 9 § 19.1 ? 2.4*, 5, 7, 12*, 18
26**	Соединения серы (IV)	Оксид серы (IV), сернистая кислота и их свойства. Сульфиты и гидросульфиты	№ 6	Взаимодействие серы с кислородом. Химические свойства кислот	§ 24.11 ? 4—9
27**	Соединения серы (VI)	Получение оксида серы (VI). Серная кислота, сульфаты. Задачи на вычисления объема или массы продуктов реакции, полученных из веществ, содержащих примеси	№ 7а, 7б	Кислотные оксиды, химические свойства кислот	§ 24.12 ? 1, 6

1	2	3	4	5	6
28	Концентрированная серная кислота как окислитель	Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами, неметаллами, сложными веществами		Окислительно-восстановительные реакции	§ 24.12 [?] 3, 4, 5
29 П. З. № 3	Установление формулы кристаллогидрата по данным анализа			Кристаллогидраты. Медный и железный купорос	
30	Обобщение, систематизация, коррекция знаний, умений, навыков учащихся по темам «VIA и VIIA группы периодической системы химических элементов»		№ 8	Получение и классификация оксидов. Состав кристаллогидратов, пероксидов, сульфитов и гидросульфитов. Химические свойства воды, оксидов серы (IV) и (VI), сернистой, серной кислот. Расчет по термохимическим уравнениям. Решение задач на вычисление объема или массы продуктов реакции, полученных из веществ, содержащих примеси	§ 25.1 [?] 1—5
31	Срез знаний, умений и навыков учащихся по теме «VIA группа периодической системы»				
Тема 3. VA группа периодической системы					
32**	Введение. Сравнительные характеристики элементов VA группы периодической системы			Азот и фосфор — простые вещества. Электронное строение молекулы аммиака	§ 25.1 [?] 7Т
33	Степень окисления				§ 25.1 [?] 6, 8 § 25.2
34*	Комплексные соединения	Комплексообразователь, координационное число	№ 9, 10	Аммиак, гидроксид аммония	§ 25.3 [?] 2
35	Соединения азота. Азотная кислота (конц.). Нитраты	Оксиды азота. Взаимодействие азотной кислоты с металлами. Разложение нитратов			§ 25.4

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
36*	Азотистая кислота. Нитриты	Состав. Химические свойства			§ 25.4
37—38	Соединения фосфора	Состав орто- и метафосфорной кислот, дифосфорная кислота**, поликислоты	№ 11, 13		§ 25.5 [?] 1—3
39 П. З. № 4	Распознавание минеральных удобрений			Состав, качественные реакции на нитраты, сульфаты, фосфаты	§ 25
40	Обобщение, систематизация и коррекция знаний учащихся по теме 3			Комплексные соединения*. Химические свойства азотной, ортофосфорной кислот, нитратов. Решение задач на нахождение массы, количества вещества реагента или продукта реакции	
41 П. З. № 5	Решение экспериментальных задач по темам 2 и 3			Основные химические свойства соединений серы (IV), (VI), азота (V), фосфора (V)	

5-263

Тема 4. IVA группа периодической системы					
42	Введение. Сравнительные характеристики элементов IVA группы периодической системы. Адсорбция	Строение атомов элементов IVA группы периодической системы. Активированный уголь. Силикагель		Характеристика элементов по положению в периодической системе и строению атома. Аллотропия углерода. Углерод — простое вещество. Состав и свойства углекислого газа, угольной кислоты	§ 26.1 [?] 3, 4, 13, 14 § 26.2 [?] 2, 13
43**	Карбонаты. Силикаты	Применение карбонатов и гидрокарбонатов. Силикаты	№ 14, 15, 18, 20	Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации	Инструкции к П. З. № 6
44 П. З. № 6	Определение относительной молекулярной массы оксида углерода IV			Состав и свойства углекислого газа	Инструкции к П. З. № 7
45 П. З. № 7	Определение содержания карбонатов в известняке			Карбонаты в природе	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
46	Карбиды и силициды	Состав, свойства, получение			
47	Обобщение, систематизация и коррекция знаний учащихся по разделу «Неметаллы»		№ 16, 17, 19	Химические свойства оксидов серы (IV) и (VI), оксида углерода (IV), сернистой, серной, ортофосфорной кислоты, сульфатов, силикатов; химическое равновесие. Решение задач на нахождение массы, количества ващества реагента или продукта реакции	Главы 24, 25, 26
48	Срез знаний, умений, навыков по разделу «Неметаллы»				
Тема 5. IIIA — IA группы периодической системы					
49**	Общая характеристика элементов IIIA группы. Алюминий	Строение атомов элементов IIIA группы периодической системы		Строение атомов. Простые вещества	§ 27.1 ? 1—4
50	Амфотерность. Оксиды и гидроксиды алюминия	Гидратация ионов. Аквакомплексы*. Химические свойства оксида и гидроксида алюминия	№ 21, 23	Амфотерность. Химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов	§ 27.1, 27.2
51*	Гидролиз солей алюминия	Гидролиз солей	№ 22	Цвет индикаторов в разной среде	§ 27.2
52	Сравнительная характеристика щелочных и щелочноземельных металлов			Электронное строение атомов	§ 28.1
53**	Оксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов	Окраска пламени соединениями щелочных и щелочноземельных металлов	№ 24, 25, 27, 28	Оксиды, гидроксиды, соли. Гидроксид натрия. Расчет по химическим уравнениям реакций, протекающих при условии, когда одно из веществ имеется в избытке	§ 28.1 ? 8, 10, 12*
54 П. З. № 8	Определение жесткости воды			Химические свойства карбонатов, гидрокарбонатов, сульфатов. Временная, постоянная, общая жесткость воды	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
55*	Ряд активности металлов	Электродный потенциал			§ 28.2
56—57*	Электролиз	Электролиз. Закон электролиза. Получение гидроксида натрия. *Электролиз концентрированных растворов оксокислот и их солей		Окислительно-восстановительный процесс. Катод, анод	§ 28.3 [?] 6*, 7, 9, 10, 12 Инструкции к П. З. № 8
58 П. З. № 9	Решение экспериментальных задач по теме 5			Качественные реакции, гидролиз солей. Химические свойства амфотерных гидроксидов	
59	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по теме 5	Решение задач	№ 26, 29	Строение атомов элементов IIIA группы периодической системы химических элементов. Химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов, оснований, солей. Электролиз*. Расчет по химическим уравнениям реакций, протекающих при условии, когда одно из веществ имеется в избытке	
60	Срез знаний, умений, навыков учащихся по теме 5				
Тема 6. *d*-Элементы периодической системы					
61	Общие свойства *d*-элементов			Строение атомов *d*-элементов. Валентность	§ 29.1 [?] 1—4
62**	IB группа периодической системы химических элементов	Характеристика элементов IB группы периодической системы	№ 30—34	Ряд активности металлов. Свойства концентрированных азотной и серной кислот	§ 29.2 [?] 2—5, 11*, 12*, 13

1	2	3	4	5	6
63	IIB группа периодической системы химических элементов	Физические и коррозионные свойства. Химические свойства оксида и гидроксида цинка	№ 35	Ряд активности металлов. Амфотерность	§ 29.3 [?] 2, 5, 9*
64**	Хром и марганец	Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI), марганца (II, IV, VII), хромовая и дихромовая кислоты, их соли	№ 36—41	Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Амфотерность	§ 29.4 [?] 6, 7
65**	Железо. Химический элемент. Простое вещество. Оксиды и гидроксиды железа.	Получение $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$ и изучение их свойств. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}	№ 41—43, 44*	Строение атомов. Свойства элементов. Валентность. Общие свойства металлов. Зависимость химических свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления элементов	§ 29.5 Инструкция к П. З. № 10
66** П. З. № 10	Получение солей различными способами			Химические свойства основных классов неорганических веществ	Инструкция к П. З. № 11
67** П. З. № 11	Опыты по окислительно-восстановительным реакциям			Окислитель, восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	
68	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по разделу «Металлы»		№ 45	Строение атомов *d*-элементов. Химические свойства цинка, железа, их оксидов и гидроксидов. Расчет по химическим уравнениям реакций, протекающих при условии, когда одно из веществ имеется в избытке	Инструкция к П. З. № 12
69 П. З. № 12	Решение экспериментальных задач по курсу неорганической химии			Качественные реакции на неорганические вещества	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
55*	Ряд активности металлов	Электродный потенциал			§ 28.2
56—57*	Электролиз	Электролиз. Закон электролиза. Получение гидроксида натрия. *Электролиз концентрированных растворов оксокислот и их солей		Окислительно-восстановительный процесс. Катод, анод	§ 28.3 ? 6*, 7, 9, 10, 12 Инструкции к П. З. № 8
58 П. З. № 9	Решение экспериментальных задач по теме 5			Качественные реакции, гидролиз солей. Химические свойства амфотерных гидроксидов	

59	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по теме 5	Решение задач	№ 26, 29	Строение атомов элементов IIIA группы периодической системы химических элементов. Химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов, оснований, солей. Электролиз*. Расчет по химическим уравнениям реакций, протекающих при условии, когда одно из веществ имеется в избытке	
60	Срез знаний, умений, навыков учащихся по теме 5				
Тема 6. *d*-Элементы периодической системы					
61	Общие свойства *d*-элементов			Строение атомов *d*-элементов. Валентность	§ 29.1 ? 1—4
62**	IB группа периодической системы химических элементов	Характеристика элементов IB группы периодической системы	№ 30—34	Ряд активности металлов. Свойства концентрированных азотной и серной кислот	§ 29.2 ? 2—5, 11*, 12*, 13

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
63	IIB группа периодической системы химических элементов	Физические и коррозионные свойства. Химические свойства оксида и гидроксида цинка	№ 35	Ряд активности металлов. Амфотерность	§ 29.3 ? 2, 5, 9*
64**	Хром и марганец	Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI), марганца (II, IV, VII), хромовая и дихромовая кислоты, их соли	№ 36—41	Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Амфотерность	§ 29.4 ? 6, 7
65**	Железо. Химический элемент. Простое вещество. Оксиды и гидроксиды железа.	Получение $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$ и изучение их свойств. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}	№ 41—43, 44*	Строение атомов. Свойства элементов. Валентность. Общие свойства металлов. Зависимость химических свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления элементов	§ 29.5 Инструкция к П. З. № 10
66** П. З. № 10	Получение солей различными способами			Химические свойства осно́вных классов неорганических веществ	Инструкция к П. З. № 11
67** П. З. № 11	Опыты по окислительно-восстановительным реакциям			Окислитель, восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	
68	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по разделу «Металлы»		№ 45	Строение атомов *d*-элементов. Химические свойства цинка, железа, их оксидов и гидроксидов. Расчет по химическим уравнениям реакций, протекающих при условии, когда одно из веществ имеется в избытке	Инструкция к П. З. № 12
69 П. З. № 12	Решение экспериментальных задач по курсу неорганической химии			Качественные реакции на неорганические вещества	

1	2	3	4	5	6
70	Обобщение курса неорганической химии			Строение атомов металлов и неметаллов. Химические свойства основных классов неорганических соединений. Комплексные соединения*, электролиз*. Химическое равновесие. Решение типовых и комбинированных* задач	
71	Подведение итогов работы за год				

Тематическое планирование учебного материала по курсу органической химии для 11 класса

№ урока	Тема занятия	Вводимые опорные химические понятия и представления. Формирование специальных навыков	Лабораторные опыты	Актуализация опорных знаний, умений, навыков по химии и междисциплинарных наук. Типы решения расчетных задач	Задания на дом по учебникам
1	2	3	4	5	6
Тема 1. Введение в органическую химию					
1	Введение. Особенности органической химии	Особенности реакций с участием органических соединений. Параллельные и последовательные реакции		Органические соединения. Предмет органической химии. Структурная формула. Гомологи. Изомеры	§ 20.1, 32.2 ? 20.3, 20.4

П. З. — практические занятия.

Одна звездочка (*) — материал 2-го уровня; две звездочки (**) обозначают темы занятия, на изучение которых можно увеличить количество часов (если есть такая возможность).

? — упражнения, вопросы, задачи.

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
2	Классификация органических соединений	Радикал. Углеродный скелет. Соединения: алифатические, циклические, алициклические, ароматические, гетероциклические. Производные углеводородов. Функциональная группа. Классификация органических соединений		Основные классы органических соединений. Функциональные группы	§ 20.9, 32.3
3	Химическая связь в органических соединениях. (Образование связи)	Сигма (σ)- и пи (π)-связи. Кратность связи. Электроотрицательность. Полярность связи (смещение электронной плотности) Энергия связи.		Ионная и ковалентная связь. Строение многоэлектронных молекул (молекула азота)	§ 18.3, 19.5, 32.4
4—5	Химическая связь в органических соединениях (Геометрия молекулы)	Направленность ковалентной связи. Гибридизация орбиталей атома углерода. *sp*-, sp^2-, sp^3-гибридные АО		Ионная и ковалентная связь. Электронные формулы	§ 18.3, 32.5

				Уникальность атома углерода. Строение молекулы метана	§ 20.2
6	Теория строения органических соединений	Основные положения теории строения органических соединений. Предпосылки появления теории строения органических соединений		Строение углеводородов. Изомеры. Гомологи. Решение задач на нахождение молекулярной формулы вещества (газо- или парообразного) по известной относительной плотности газа и массовым долям элементов в нем	§ 20.3, 20.4, 32.6
Тема 2. Предельные углеводороды					
7	Строение алканов	Парафины. Электронное строение. Углеродный скелет. Конформеры*. Изомерия. Оптическая изомерия*. Номенклатура		Гомологический ряд алканов	§ 20.4, 33.1
8	Физические и химические свойства алканов	Реакция изомеризации. Октановое число. Реакция дегидрирования		Химические свойства метана. Решение задач на определение молекулярной формулы	§ 19.10, 20.10, 33.2, 33.3

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
9**	Циклоалканы. Получение алканов и циклоалканов	Циклопропан (состав, свойства). Реакция Вюрца*		Строение циклоалканов	§ 33.4, 33.5
Тема 3. Непредельные углеводороды: алкены, алкадиены, алкины. Арены					
10	Строение алкенов	Пространственная изомерия*. Геометрическая изомерия		Изомерия углеродного скелета	§ 20.5, 34.1
11	Физические и химические свойства алкенов	Правило Марковникова. Реакции: гидрогалогенирования, окисления, полимеризации		Химические свойства этилена, ацетилена. Реакции: гидрирования, галогенирования, гидратации	§ 20.5, 34.2
12	Получение алкенов	Реакции элиминирования: дегидрирования, дегалогенирования, дегидратации, дегидрогалогенирования		Крекинг	§ 34.3
13 П. З. № 1	Получение дибромэтана из этилена			Получение этилена. Взаимодействие этилена с бромом	П. З. № 1
14	Алкадиены	Диеновые углеводороды. Сопряженные связи. Делокализованная π-связь. Изопрен		Бутадиен	§ 34.4
15	Алкины	Реакция Кучерова. Реакции димеризации, тримеризации		Реакция тримеризации. Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	§ 20.5, 34.5
16	Арены. Строение, свойства, получение	Ароматичность. Конденсированные арены*. Реакции замещения, присоединения*. *Орто-, мета-, пара*-замещение*. Риформинг		Бензольное кольцо	§ 20.5, 34.6
Тема 4. Газ, нефть, уголь					
17**	Углеводороды в природе. Применение	Природный газ, нефть, уголь		Перегонка нефти. Углеводороды в природе. Углеводороды как топливо	§ 20.6, 20.7, 20.8, 35.1

1	2	3	4	5	6
18	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по темам 1—4			Классификация углеводородов. Химические свойства и применение метана, этилена, бутадиена. Изомеры, гомологи. Решение задач на вычисление массы исходного вещества, если известна масса, или количество вещества, или объем продукта реакции и указано, сколько это составляет массовых долей (в %) от теоретически возможного выхода	
19	Контрольная работа № 1 по темам 1—4				
		Тема 5. Галогено- и азотсодержащие производные углеводородов			
20	Введение	Монозамещенные углеводороды. Полифункциональные соединения		Функциональная группа	§ 36.1
21	Галогенопроизводные углеводородов	Строение, свойства, применение			§ 36.2
22	Нитросоединения	Нитрогруппа NO_2. Ароматические нитросоединения. Строение, свойства, применение			§ 36.3
23	Аминогруппа NH_2. Амины	Амины первичные, вторичные, третичные. Ароматические амины. Реакция Зинина		Аммиак	§ 36.4
		Тема 6. Спирты, фенолы, простые эфиры, оксиды			
24	Строение и классификация спиртов	Спирты. Фенолы. Ароматические спирты. Спирты первичные, вторичные, третичные одноатомные, многоатомные		Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известным массам (объем) исходных веществ, одно из которых взято в избытке	§ 37.1

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
9**	Циклоалканы. Получение алканов и циклоалканов	Циклопропан (состав, свойства). Реакция Вюрца*		Строение циклоалканов	§ 33.4, 33.5
Тема 3. Непредельные углеводороды: алкены, алкадиены, алкины. Арены					
10	Строение алкенов	Пространственная изомерия*. Геометрическая изомерия		Изомерия углеродного скелета	§ 20.5, 34.1
11	Физические и химические свойства алкенов	Правило Марковникова. Реакции: гидрогалогенирования, окисления, полимеризации		Химические свойства этилена, ацетилена. Реакции: гидрирования, галогенирования, гидратации	§ 20.5, 34.2
12	Получение алкенов	Реакции элиминирования: дегидрирования, дегалогенирования, дегидратации, дегидрогалогенирования		Крекинг	§ 34.3
13 П. З. № 1	Получение дибромэтана из этилена			Получение этилена. Взаимодействие этилена с бромом	П. З. № 1
14	Алкадиены	Диеновые углеводороды. Сопряженные связи. Делокализованная π-связь. Изопрен		Бутадиен	§ 34.4
15	Алкины	Реакция Кучерова. Реакции димеризации, тримеризации		Реакция тримеризации. Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	§ 20.5, 34.5
16	Арены. Строение, свойства, получение	Ароматичность. Конденсированные арены*. Реакции замещения, присоединения*. *Орто-*, *мета-*, *пара-*замещение*. Риформинг		Бензольное кольцо	§ 20.5, 34.6
Тема 4. Газ, нефть, уголь					
17**	Углеводороды в природе. Применение	Природный газ, нефть, уголь		Перегонка нефти. Углеводороды в природе. Углеводороды как топливо	§ 20.6, 20.7, 20.8, 35.1

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
2	Классификация органических соединений	Радикал. Углеродный скелет. Соединения: алифатические, циклические, алициклические, ароматические, гетероциклические. Производные углеводородов. Функциональная группа. Классификация органических соединений		Основные классы органических соединений. Функциональные группы	§ 20.9, 32.3
3	Химическая связь в органических соединениях. (Образование связи)	Сигма (σ)- и пи (π)-связи. Кратность связи. Электроотрицательность. Полярность связи (смещение электронной плотности) Энергия связи.		Ионная и ковалентная связь. Строение многоэлектронных молекул (молекула азота)	§ 18.3, 19.5, 32.4
4—5	Химическая связь в органических соединениях (Геометрия молекулы)	Направленность ковалентной связи. Гибридизация орбиталей атома углерода. *sp*-, sp^2-, sp^3-гибридные АО		Ионная и ковалентная связь. Электронные формулы	§ 18.3, 32.5

				Уникальность атома углерода. Строение молекулы метана	§ 20.2
6	Теория строения органических соединений	Основные положения теории строения органических соединений. Предпосылки появления теории строения органических соединений		Строение углеводородов. Изомеры. Гомологи. Решение задач на нахождение молекулярной формулы вещества (газо- или парообразного) по известной относительной плотности газа и массовым долям элементов в нем	§ 20.3, 20.4, 32.6
Тема 2. Предельные углеводороды					
7	Строение алканов	Парафины. Электронное строение. Углеродный скелет. Конформеры*. Изомерия. Оптическая изомерия*. Номенклатура		Гомологический ряд алканов	§ 20.4, 33.1
8	Физические и химические свойства алканов	Реакция изомеризации. Октановое число. Реакция дегидрирования		Химические свойства метана. Решение задач на определение молекулярной формулы	§ 19.10, 20.10, 33.2, 33.3

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
9**	Циклоалканы. Получение алканов и циклоалканов	Циклопропан (состав, свойства). Реакция Вюрца*		Строение циклоалканов	§ 33.4, 33.5
Тема 3. Непредельные углеводороды: алкены, алкадиены, алкины. Арены					
10	Строение алкенов	Пространственная изомерия*. Геометрическая изомерия		Изомерия углеродного скелета	§ 20.5, 34.1
11	Физические и химические свойства алкенов	Правило Марковникова. Реакции: гидрогалогенирования, окисления, полимеризации		Химические свойства этилена, ацетилена. Реакции: гидрирования, галогенирования, гидратации	§ 20.5, 34.2
12	Получение алкенов	Реакции элиминирования: дегидрирования, дегалогенирования, дегидратации, дегидрогалогенирования		Крекинг	§ 34.3
13 П. З. № 1	Получение дибромэтана из этилена			Получение этилена. Взаимодействие этилена с бромом	П. З. № 1
14	Алкадиены	Диеновые углеводороды. Сопряженные связи. Делокализованная π-связь. Изопрен		Бутадиен	§ 34.4
15	Алкины	Реакция Кучерова. Реакции димеризации, тримеризации		Реакция тримеризации. Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	§ 20.5, 34.5
16	Арены. Строение, свойства, получение	Ароматичность. Конденсированные арены*. Реакции замещения, присоединения*. *Орто-*, *мета-*, *пара*-замещение*. Риформинг		Бензольное кольцо	§ 20.5, 34.6
Тема 4. Газ, нефть, уголь					
17**	Углеводороды в природе. Применение	Природный газ, нефть, уголь		Перегонка нефти. Углеводороды в природе. Углеводороды как топливо	§ 20.6, 20.7, 20.8, 35.1

1	2	3	4	5	6
18	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по темам 1—4			Классификация углеводородов. Химические свойства и применение метана, этилена, бутадиена. Изомеры, гомологи. Решение задач на вычисление массы исходного вещества, если известна масса, или количество вещества, или объем продукта реакции и указано, сколько это составляет массовых долей (в %) от теоретически возможного выхода	
19	Контрольная работа № 1 по темам 1—4				
Тема 5. Галогено- и азотсодержащие производные углеводородов					
20	Введение	Монозамещенные углеводороды. Полифункциональные соединения		Функциональная группа	§ 36.1

21	Галогенопроизводные углеводородов	Строение, свойства, применение			§ 36.2
22	Нитросоединения	Нитрогруппа NO_2. Ароматические нитросоединения. Строение, свойства, применение			§ 36.3
23	Аминогруппа NH_2. Амины	Амины первичные, вторичные, третичные. Ароматические амины. Реакция Зинина		Аммиак	§ 36.4
Тема 6. Спирты, фенолы, простые эфиры, оксиды					
24	Строение и классификация спиртов	Спирты. Фенолы. Ароматические спирты. Спирты первичные, вторичные, третичные одноатомные, многоатомные		Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известным массам (объем) исходных веществ, одно из которых взято в избытке	§ 37.1

1	2	3	4	5	6
25	Физические свойства спиртов, фенолов	Брожение глюкозы		Гидратация этилена. Растворимость. Решение задач на вычисление массы исходных веществ, если известен практический выход продукта реакции и указана массовая доля его (в %) от теоретически возможного	§ 37.2, 37.4 (часть)
26**	Химические свойства, применение спиртов и фенолов	Взаимодействие спиртов с натрием, щелочами	№ 1, 2	Гидроксигруппа	§ 37.3, 37.4 П. З. № 2
27 П. З. № 2	Получение бромэтана из этанола			Получение бромэтана	
28	Простые эфиры и оксиды	Простые эфиры (получение, свойства, применение) и эпоксиды* (получение, свойства, применение)		Решение задач на вычисление массы исходных веществ, если известен практический выход продукта реакции и указана массовая доля его (в %) от теоретически возможного	§ 37.5

6-263

Тема 7. Альдегиды и кетоны					
29—30**	Карбонильные соединения (состав, физические и химические свойства, получение, примеиение)	Альдегиды. Кетоны. Реакция «серебряного зеркала». Реакции поликонденсации. Реакция Кучерова	№ 3, 4	Карбонильная группа	§ 38.1
Тема 8. Карбоновые кислоты и сложные эфиры					
31	Карбоновые кислоты	Жирные кислоты (состав, классификация, физические свойства)		Состав карбоновых кислот. Карбоксил. Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	§ 39.1

1	2	3	4	5	6
32	Химические свойства и применение карбоновых кислот	Мылá. Ангидриды карбоновых кислот*		Реакция этерификации. Применение уксусной кислоты. Решение задач на вычисление массы (объема) продукта реакции по известной массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси	§ 39.2, 39.3 (применение)
33 П. З. № 3	Получение карбоновых кислот и изучение их свойств	Получение карбоновых кислот		Физические и химические свойства уксусной кислоты. Биохимическая роль карбоновых кислот. Жирные кислоты	П. З. № 3
34	Получение карбоновых кислот	Окисление альдегидов. Окисление толуола. Ферментативное окисление			§ 39.3 (получение)
35	Мылá	Поверхностно-активные вещества, гидрофильность и гидрофобность	№ 5	Жесткость воды и способы ее устранения	§ 39.4
36 П. З. № 4	Получение мыла из жиров			Состав жиров. Химические свойства глицерина	П. З. № 5
37, 38 П. З. № 5	Гидролиз мыла			Свойства мыла	
39	Сложные эфиры	Реакция этерификации		Решение задач на вычисление массы исходных веществ, если известна масса, или количество вещества, или объем продукта реакции и указано, сколько это составляет массовых долей (в %) от теоретически возможного выхода	§ 39.5 П. З. № 6
40 П. З. № 6	Получение этилового эфира уксусной кислоты			Реакция этерификации	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
41**	Жиры	Свойства, применение жиров	№ 6	Состав и физические свойства жиров	§ 39.6
42	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по темам 5—8			Состав, свойства, применение спиртов, фенола, альдегидов, карбоновых кислот, сложных эфиров. Получение этанола, формальдегида, уксусной кислоты, сложных эфиров	
43	Контрольная работа № 2 по темам 5—8			Решение задач на определение молекулярной формулы газообразного вещества по данным количественного анализа (m, V, ν продуктов окисления (сгорания) исследуемого вещества) и относительной плотности газа	

Тема 9. Полифункциональные соединения					
44*	Галогенозамещенные кислоты	Монохлоруксусная кислота, дихлоруксусная кислота, трихлоруксусная кислота			§ 40.1
45*	Оксикислоты	α-, β-, ω-производные, асимметрический атом углерода		Оптическая* (зеркальная) изомерия	§ 40.2
46	Аминокислоты	Состав, свойства. Пептидная связь		Амфотерность	§ 40.3
47	Белки. Состав, свойства, применение	Пептиды, полипептиды. Первичная, вторичная, третичная и четвертичная структура белка. Денатурация	№ 7	Белки. Биологическая роль белков	§ 40.4
Тема 10. Гетероциклические соединения					
48	Углеводы. Состав, свойства, применение	Сахара́, моносахариды, брожение	№ 8	Глюкоза. Биологическая роль углеводов. Фотосинтез. Решение задач на расчеты по термохимическим уравнениям	§ 41.1

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
49	Полисахариды. Состав, распространение в природе, свойства, применение	Дисахариды, полисахариды, гликоген	№ 9	Сахароза. Степень полимеризации. Крахмал, клетчатка	§ 41.2
50 П. З. № 7	Анализ пищевых продуктов			Химические свойства белков, жиров, углеводов	
51*	Азотистые основания	РНК, ДНК, нуклеотиды		Роль ДНК, РНК	§ 41.3
52 П. З. № 8	Исследование свойств органических веществ	Доказательство генетической связи между органическими веществами		Химические свойства представителей основных классов органических веществ	
53	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по темам 9, 10			Состав, свойства, применение аминокислот, белков, углеводов, полисахаридов	
Тема 11. Высокомолекулярные вещества					
54	ВМС (состав, получение, классификация*)	ВМС и низкомолекулярные вещества. Поликонденсация		Полимеризация. Полиэтилен	§ 42.1
55	Строение ВМС	Мономер. Структурное звено. Степень полимеризации. Молекулярные и пространственные полимеры. Термопластичные и термореактивные полимеры			§ 42.2

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
56	Физические свойства ВМС	Температуры кипения и плавления. Механическая прочность нейлона, капрона		Применение ВМС	§ 42.3 П. З. № 9
57 П. З. № 9	Исследование свойств пластмасс			Физические и химические свойства термопластичных и термореактивных пластмасс	П. З. № 10
58 П. З. № 10	Исследование свойств синтетических волокон			Свойства волокон	П. З. № 11
59 П. З. № 11	Распознавание пластмасс и волокон			Свойства волокон и пластмасс	
60	Срез знаний, умений, навыков учащихся по темам 9, 10, 11			Состав, свойства, применение аминокислот, белков, углеводов, полисахаридов, пластмасс, волокон	П. З. № 12
61 П. З. № 12	Экспериментальное решение задач по курсу органической химии			Получение этилена, сложных эфиров. Химические свойства основных классов органических соединений. Качественные реакции на органические соединения	
62	Обобщение, систематизация и коррекция знаний, умений, навыков учащихся по курсу химии 11 класса			Классификация органических соединений; состав, химические свойства, получение и применение важнейших представителей основных классов органических веществ; химия и экология. Распознавание органических веществ. Решение базовых задач	

Окончание таблицы

1	2	3	4	5	6
63	Срез знаний, умений, навыков учащихся по курсу химии 11 класса				
64	Итоговая конференция				

Советы учителю

Алгоритм составления формул углеводородов по их названию

Последовательность действий	Пример
1. Определите число атомов углерода в молекуле по корню названия углеводорода	1. 2,2-Диметил-3-этилгексан; гекса- — 6 атомов углерода
2. Установите наличие соответствующей углеродной связи в молекуле по суффиксу названия углеводорода	2. -ан — в молекуле одинарные связи
3. Изобразите углеродную цепь в соответствии с числом атомов углерода в молекуле	3. C—C—C—C—C—C
4. Пронумеруйте углеродную цепь	1 2 3 4 5 6 4. C—C—C—C—C—C
5. Подставьте радикалы в соответствии с номерами атомов углерода в цепи	CH_3 1 2 3 4 5 6 5. C—C—C—C—C—C CH_3 C_2H_5

Окончание таблицы

6.	Обозначьте черточками недостающие валентности у [redacted] углерода	<pre> CH3 | | | | | | 6. —C—C—C—C—C—C— | | | | | | CH3C2H5</pre>
7.	Впишите недостающие атомы водорода	<pre> H CH3H H H H | | | | | | 7. H—C—C—C—C—C—C—H | | | | | | H CH3C2H5H H H</pre>
8.	Представьте стуктурную формулу в сокращенной записи [redacted] назовите соединение	<pre> CH3 | 8. CH3—C—CH—CH2—CH2—CH3 | | CH3C2H5</pre>2,2-Диметил-3-этилгексан

Алгоритм составления формул изомеров алканов

	Последовательность действий	Пример
1.	Определите число атомов углерода по корню названия углеводорода	Изомеры гексана; гекса- — [redacted] атомов углерода

2.	Изобразите схему нормальной углеродной цепи [redacted] пронумеруйте в ней атомы углерода	<pre>1 2 3 4 5 [redacted] C—C—C—C—C—C изомер № 1</pre>
3.	Изобразите схему пронумерованной углеродной цепи изомеров, в которых по сравнению [redacted] нормальной цепью на 1 атом углерода меньше, этот [redacted] углерода присоедините [redacted] всевозможных положениях к атомам углерода пронумерованной главной цепи, кроме крайних	<pre>1 2 3 4 5 C—C—C—C—C изомер № [redacted] | C</pre><pre>1 2 3 4 5 C—C—C—C—C изомер № [redacted] | C</pre>
4.	Составьте схему пронумерованной углеродной цепи изомеров, [redacted] которых по сравнению [redacted] нормальной цепью [redacted] атома углерода меньше; эти [redacted] атома углерода присоедините во всевозможных положениях к атомам пронумерованной главной цепи, кроме крайних	<pre>1 2 3 4 C—C—C—C изомер № 4 | | C C</pre><pre> C 1 2| 3 4 C—C—C—C изомер № 5 | C</pre>

Окончание таблицы

5. Впишите атомы водорода с учетом недостающих единиц валентности у атомов углерода в схемах углеродной цепи	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_2—CH_3$ $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$ $CH_3—CH(CH_3)—CH(CH_3)—CH_3$ $CH_3—C(CH_3)_2—CH_2—CH_3$

На заключительных уроках химии в 11 классах целесообразно использовать обобщающую таблицу № 1.

Таблица 1

Важнейшие свойства органических соединений

Реакции	Классы соединений								
	Углеводороды			Производные алканов					
	предельные (алканы)	непредельные	ароматические	спирты	альдегиды	карбоновые кислоты	амины	аминокислоты	эфиры
Окисление	+	+	+	+	+		+		
Горение	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Восстановление		+	+		+		+		
Гидрирование		+	+		+	+			
Дегидрирование	+	+		+					

Окончание таблицы

Реакции	Классы соединений								
	Углеводороды			Производные алканов					
	предельные (алканы)	непредельные	ароматические	спирты	альдегиды	карбоновые кислоты	амины	аминокислоты	эфиры
Галогенирование	+	+	+		+	+			
Гидрогалогенирование		+			+		+	+	
Гидратация		+			+		+	+	
Дегидратация				+					
Нитрование	+		+						
Этерификация				+		+		+	
Гидролиз									+
Кислотные свойства				+		+		+	
Основные свойства				+*			+	+	
Полимеризация		+			+				
Поликонденсация				+**				+	

* Реакция с НГal.

** Для многоатомных спиртов.

Полезно по мере изучения органических соединений составлять таблицы, в которых отражается взаимосвязь свойств соединений и их применения. Это следует делать как совместно с учащимися, так и давать им задания для самостоятельной работы. Приведем в качестве примера образцы таблиц 2, 3.

Таблица 2

Взаимосвязь химических свойств и применения предельных углеводородов

№ п/п	Характерные химические свойства	Уравнения химических реакций (схемы)	Применение
1	Горение	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 880$ кДж $2C_3H_8 + 10O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O + 2020$ Дж	Топливо, горючее для двигателей внутреннего сгорания
2	Каталитическое окисление	$CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow{[O]} 2CH_3COOH$ $CH_4 \rightarrow HCOH$ $\downarrow$ CH_3OH $2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$ $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$	Получение уксусной кислоты, метанола, формальдегида
3	Разложение (пиролиз), повышенная температура, без доступа воздуха	$2CH_4 \xrightarrow{1500\ ^\circ C} C_2H_2 + 3H_2$ $CH_4 \rightarrow C + 2H_2$	Получение ацетилена, сажи, водорода
4	Крекинг	$C_{12}H_{26} \rightarrow C_6H_{14} + C_6H_{12}$	Получение непредельных углеводородов, углеводородов бензиновой и керосиновой фракций
5	Дегидрирование	⬡ $\xrightarrow[Pt]{300\ ^\circ C}$ ⌬ $+ 3H_2$	Получение непредельных и ароматических углеводородов
6	Изомеризация	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3 \rightarrow$ $\quad CH_3$ $\quad\vert$ $\rightarrow CH_3CCH_2CHCH_3$ $\quad\vert \quad\quad \vert$ $\quad CH_3 \ \ CH_3$	Получение разветвленных углеводородов для повышения октанового числа бензина

Окончание таблицы

7	Хлорирование	$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} \begin{cases} CH_3Cl \\ CH_2Cl_2 \\ CHCl_3 \\ CCl_4 \end{cases}$	Анестезирующие средства, растворители, хладоагенты
8	Конверсия метана	$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$ (синтез-газ)	Получение синтез-газа, водорода, который используют для получения аммиака, CO для получения мочевины $[CO(NH_2)_2]$

Таблица 3

Взаимосвязь свойств и применения непредельных углеводородов

№	Свойство	Уравнения химических реакций, (схемы)	Применение
1	Горение	$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O + Q$	Для сварки и резки металлов
2	Взаимодействие с водой — реакция гидратации	$CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{\text{Кат.}, t, p} C_2H_5OH$ $CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{H^+, Hg^{2+}} CH_3{-}C(=O){-}H$	Получение этилового спирта, ацетальдегида
3	Взаимодействие с НГ	$CH{\equiv}CH + HCl \rightarrow CH_2{=}CHCl$ Хлорвинил	Хлорвинил — мономер для производства ВМС — полихлорвинила
4	Полимеризация	$nCH_2{=}CH_2 \rightarrow [-CH_2-CH_2-]_n$ $nCH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 \rightarrow$ $\rightarrow [-CH_2-CH{=}CH-CH_2-]_n$ $nCH_2{=}C(CH_3){-}CH{=}CH_2 \rightarrow (-CH_2-C(CH_3){=}CH-CH_2-)_n$	Производство полиэтилена. Получение дивинилового и изопренового каучуков

Окончание таблицы

5	Взаимодействия с галогенами	$C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{h\nu} C_6H_6Cl_6$ Гексахлорциклогексан	Гексахлорциклогексан — в качестве ядохимиката
6	Взаимодействие с HNO_3 (реакция нитрования)	$C_6H_6 + HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4\ (\text{Кат.})} C_6H_5NO_2 + H_2O$	Получение нитробензола, который используется для синтеза анилина, из которого, в свою очередь, получают красители, лекарства

Советуем учителям составить дидактический материал, устанавливающий взаимосвязь между свойствами и применением веществ. Задания могут быть разноуровневыми, выделены разным цветом. Пример представлен в виде таблицы 4.

Например, в ответе учащиеся приводят уравнение реакции, характеризующее химические свойства веществ (жиров, уравнение № 10), и рисунок (М), отражающий область применения веществ (жиров). Краткий ответ 10 — М.

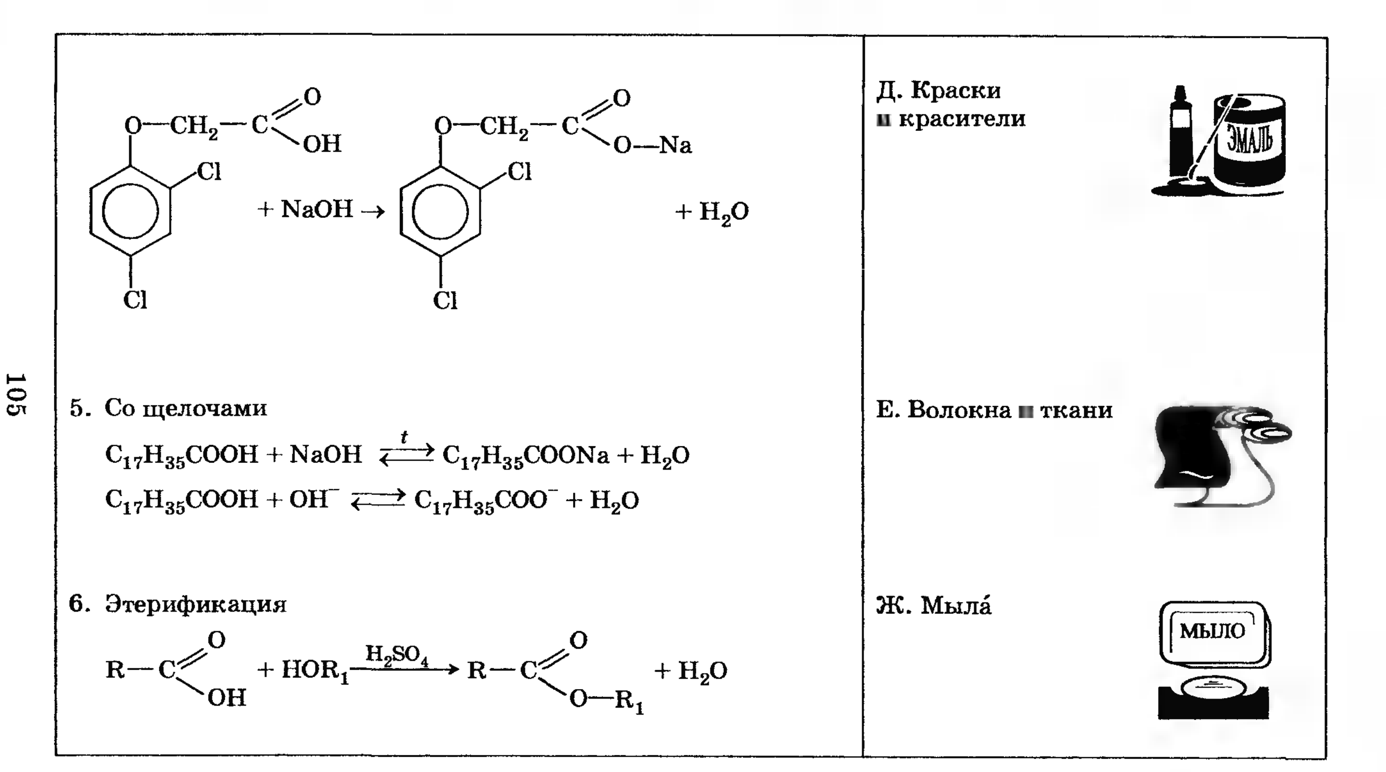
Таблица 4

Взаимосвязь между химическими свойствами карбоновых кислот, сложных эфиров и их применением

Химические свойства, уравнения реакций	Применение
1. Диссоциация $R{-}C(=O){-}OH \rightleftarrows RCOO^- + H^+$	А. Медицинские препараты
2. Взаимодействие с металлами $2R{-}C(=O){-}OH + Mg \rightarrow (RCOO)_2Mg + H_2\uparrow$ $2RCOOH + Mg \rightarrow 2RCOO^- + Mg^+ + H_2\uparrow$	Б. Приправа к пище, консервант

Продолжение таблицы

Химические свойства, уравнения реакций	Применение
3. Взаимодействие с основными оксидами $2R-C(=O)OH + MgO \rightarrow (RCOO)_2Mg + H_2O$ $2RCOOH + MgO \rightarrow 2RCOO^- + Mg^{2+} + H_2O$ а) $2CH_3COOH + PbO \rightarrow (CH_3COO)_2Pb + H_2O$ $2CH_3COOH + PbO \rightarrow 2CH_3COO^- + Pb^{2+} + H_2O$ б) $2CH_3COOH + CuO \rightarrow (CH_3COO)_2Cu + H_2O$ $2CH_3COOH + CuO \rightarrow 2CH_3COO^- + Cu^{2+} + H_2O$	**В. Средства для борьбы с насекомыми и болезнями растений**
4. Взаимодействие с основаниями $RCOOH + NaOH \rightarrow RCOONa + H_2O$ $RCOOH + OH^- \rightarrow RCOO^- + H_2O$ $2CH_3COOH + Cu(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Cu + 2H_2O$ $2CH_3COOH + Cu(OH)_2 \rightarrow 2CH_3COO^- + Cu^{2+} + 2H_2O$	**Г. Дезинфицирующие вещества**



Химические свойства, уравнения реакций	Применение
$Cl_2C_6H_3-O-CH_2-C(=O)OH + NaOH \rightarrow Cl_2C_6H_3-O-CH_2-C(=O)O-Na + H_2O$	**Д. Краски и красители**
5. Со щелочами $C_{17}H_{35}COOH + NaOH \overset{t}{\rightleftarrows} C_{17}H_{35}COONa + H_2O$ $C_{17}H_{35}COOH + OH^- \rightleftarrows C_{17}H_{35}COO^- + H_2O$	**Е. Волокна и ткани**
6. Этерификация $R-C(=O)OH + HOR_1 \xrightarrow{H_2SO_4} R-C(=O)O-R_1 + H_2O$	**Ж. Мыла́**

Продолжение таблицы

Химические свойства, уравнения реакций	Применение
а) $\left[(C_6H_7O_2)\begin{matrix}-OH\\-OH\\-OH\end{matrix}\right]_n + 3nHOOC{-}CH_3 \rightarrow$ $\rightarrow \left[(C_6H_7O_2)\begin{matrix}-O-CO-CH_3\\-O-CO-CH_3\\-O-CO-CH_3\end{matrix}\right] + 3nH_2O$ $\left[(C_6H_7O_2)\begin{matrix}-OH\\-OH\\-OH\end{matrix}\right]_n + 2nHOOC{-}CH_3 \rightarrow$ $\rightarrow [(C_6H_7O_2)\begin{matrix}-O-CO-CH_3\\-O-CO-CH_3\\-OH\end{matrix}] + 2nH_2O$	

б) $C_6H_4(COOH)(OH) + CH_3COOH \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_4(COOH)(O{-}C(=O){-}CH_3) + H_2O$ в) $nHOOC{-}C_6H_4{-}COOH + nH{-}O{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}OH \rightarrow$ $\rightarrow (OC{-}C_6H_4{-}CO{-}O{-}CH_2{-}O{-}) + mH_2O$	З. Гербициды 
7. Гидролиз сложных эфиров $R{-}C(=O){-}O{-}R_1 + H_2O \underset{}{\overset{H_2SO_4,\ t}{\rightleftarrows}} R{-}C(=O){-}OH + R_1OH$	И. Растворители для лаков 

Продолжение таблицы

Химические свойства, уравнения реакций	Применение
а) $\begin{array}{l} CH_2-O-C(=O)-R_1 \\ CH-O-C(=O)-R_2 \\ CH_2-O-C(=O)-R_3 \end{array} + 3H_2O \rightarrow \begin{array}{l} CH_2-OH \\ CH-OH \\ CH_2-OH \end{array} + \begin{array}{l} R_1COOH \\ R_2COOH \\ R_3COOH \end{array}$	
б) $\begin{array}{l} CH_2-O-C(=O)-R_1 \\ CH-O-C(=O)-R_2 \\ CH_2-O-C(=O)-R_3 \end{array} + 3NaOH \overset{t}{\rightleftarrows} \begin{array}{l} CH_2-OH \\ CH-OH \\ CH_2-OH \end{array} + \begin{array}{l} R_1COONa \\ R_2COONa \\ R_3COONa \end{array}$	К. Фруктовые эссенции и кондитерские изделия

8. Образование ангидридов $CH_3-C(=O)OH + HO(O=)C-CH_3 \xrightarrow{P_2O_5} CH_3-C(=O)-O-C(=O)-CH_3 +$ $+ H_2O$	Л. Химические реактивы 
9. Галогенирование $CH_3-C(=O)OH + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} ClCH_2-C(=O)OH + HCl$	
10. Гидрирование непредельных соединений $\begin{array}{l} C_{17}H_{33}-CO-O-CH_2 \\ C_{17}H_{33}-CO-O-CH \\ C_{17}H_{33}-CO-O-CH_2 \end{array} + 3H_2 \xrightarrow[Pt,\ Ni]{t} \begin{array}{l} C_{17}H_{35}-CO-O-CH_2 \\ C_{17}H_{35}-CO-O-CH \\ C_{17}H_{35}-CO-O-CH_2 \end{array}$	М. Продукты питания (твердые жиры) 

Окончание таблицы

Химические свойства, уравнения реакций	Применение
11. Полимеризация $nCH_2{=}C(CH_3){-}C({=}O){-}O{-}CH_3 \rightarrow \left(-CH_2-C(CH_3)(-)-C({=}O)-O-CH_3\right)_n$	**Н. Парфюмерные изделия** **О. Пластмассы** **П. Кинопленка**

В другом задании от учащихся требуется назвать полученное и обозначенное в виде рисунка вещество, которое находит применение.

Взаимосвязь между химическими свойствами спиртов и их применением

	Свойства	Уравнения химических реакций	Применение
Этанол	Межмолекулярное дегидрирование с внутримолекулярной дегидратацией	$2C_2H_5OH \xrightarrow{Al_2O_3,\ ZnO,\ 425\ ^\circ C} H_2C{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2O + H_2\uparrow$	Получение ... для производства синтетического каучука
	Каталитическое окисление этанола	$C_2H_5OH + O_2 \xrightarrow[t]{Cu} CH_3{-}C({=}O){-}OH + H_2O$	Получение ... кислоты
	Горение	$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$	... для двигателей внутреннего сгорания и нагревательных приборов. Производство бездымного пороха

	Свойства	Уравнения химических реакций	Применение
	Внутримолекулярная дегидратация	$C_2H_5OH \xrightarrow[H_2SO_4\,(конц.)]{140\,°C} CH_2{=}CH_2 + H_2O$	Лабораторное получение …
	Межмолекулярная дегидратация	$C_2H_5OH + HOC_2H_5 \xrightarrow{H_2SO_4} C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$	Производство … эфира
	Реакция обмена с хлороводородом	$C_2H_5OH + HCl \xrightarrow{H_2SO_4\,(конц.)} C_2H_5Cl + H_2O$	Производство … анастетика

Метанол	Каталитическое окисление	$CH_3OH + [O] \xrightarrow{t,\,Cu} H{-}C(=O){-}H^+ + H_2O$	Получение … для производства пластмасс
Метанол	Реакция обмена с хлороводородом	$CH_3OH + HCl \xrightarrow{H_2SO_4\,(конц.)} CH_3Cl + H_2O$	… используется в качестве хладоагента
Спирт	Реакция этерификации	$R_1{-}C(=O){-}OH + {-}HO{-}R \xrightarrow{H_2SO_4\,(конц.)} R_1{-}C(=O){-}O{-}R + H_2O$	Получение фруктовых … для пищевой промышленности
Спирт	Низкая температура замерзания	$CH_2{-}OH$ / $CH_2{-}OH$	Приготовление антифризов

Окончание таблицы

	Свойства	Уравнения химических реакций	Применение
Этиленгликоль	Поликонденсация с терефталевой кислотой	$n\ HOOC{-}C_6H_4{-}COOH + n\ HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH \rightarrow$ $\rightarrow [{-}OC{-}C_6H_4{-}CO{-}O{-}CH_2{-}CH_2{-}O{-}]_n + mH_2O$	Сырье для производства волокна ...
Глицерин	Мягчитель кожи	$CH_2{-}OH$ $\vert$ $CH{-}OH$ $\vert$ $CH_2{-}OH$	В медицине используется для приготовления мазей, смягчающих кожу. В кожевенном производстве используется для предохранения кожи от высыхания

	Реакция нитрования	$CH_2(OH){-}CH(OH){-}CH_2(OH) + 3HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} CH_2(ONO_2){-}CH(ONO_2){-}CH_2(ONO_2) + 3H_2O$	Применяется в качестве взрывчатого вещества. ... используется для приготовления лекарства

В задании может приводиться схема областей применения веществ. Учащимся предлагается написать уравнения соответствующих реакций, лежащих в основе применения.

Образец № 1. Использование карбоновых кислот [redacted] сложных эфиров



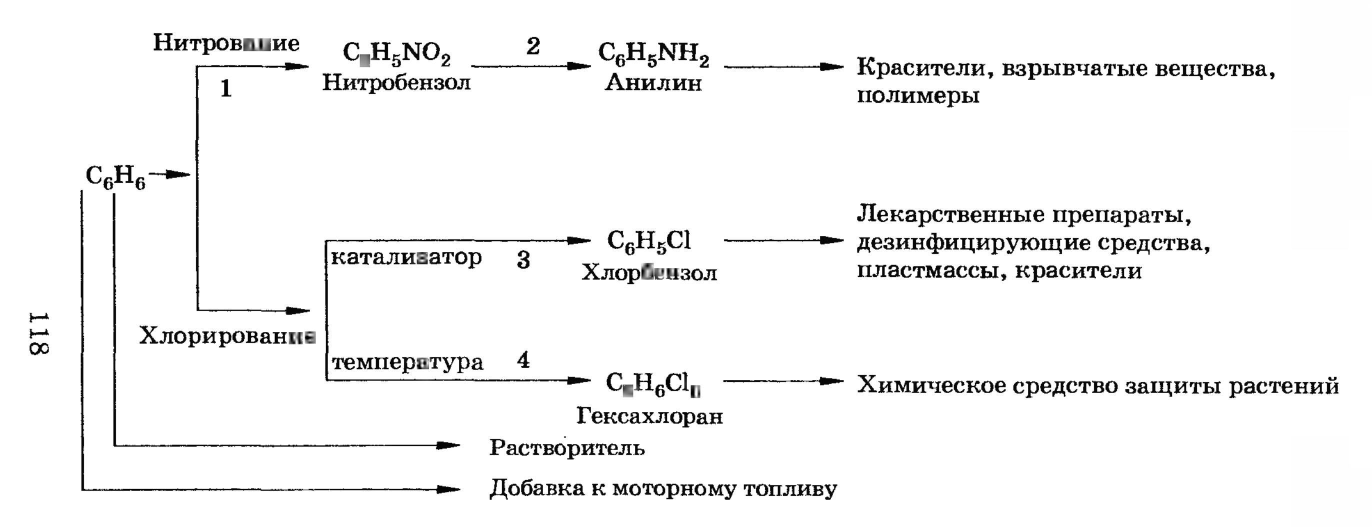
Примечание. Под одним [redacted] тем же номером на схеме обозначены области применения веществ, относящихся к одному классу соединений.

Пример ответа:

2)

$$\begin{array}{l} CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R_1 \\ | \\ CH-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R_2 \\ | \\ CH_2-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R_3 \end{array} + 3NaOH \rightarrow \begin{array}{l} CH_2-OH \\ | \\ CH-OH \\ | \\ CH_2-OH \end{array} + \begin{array}{l} R_1COONa \\ R_2COONa \\ R_3COONa \end{array}$$

О б р а з е ц 2. Техническое использование беизола



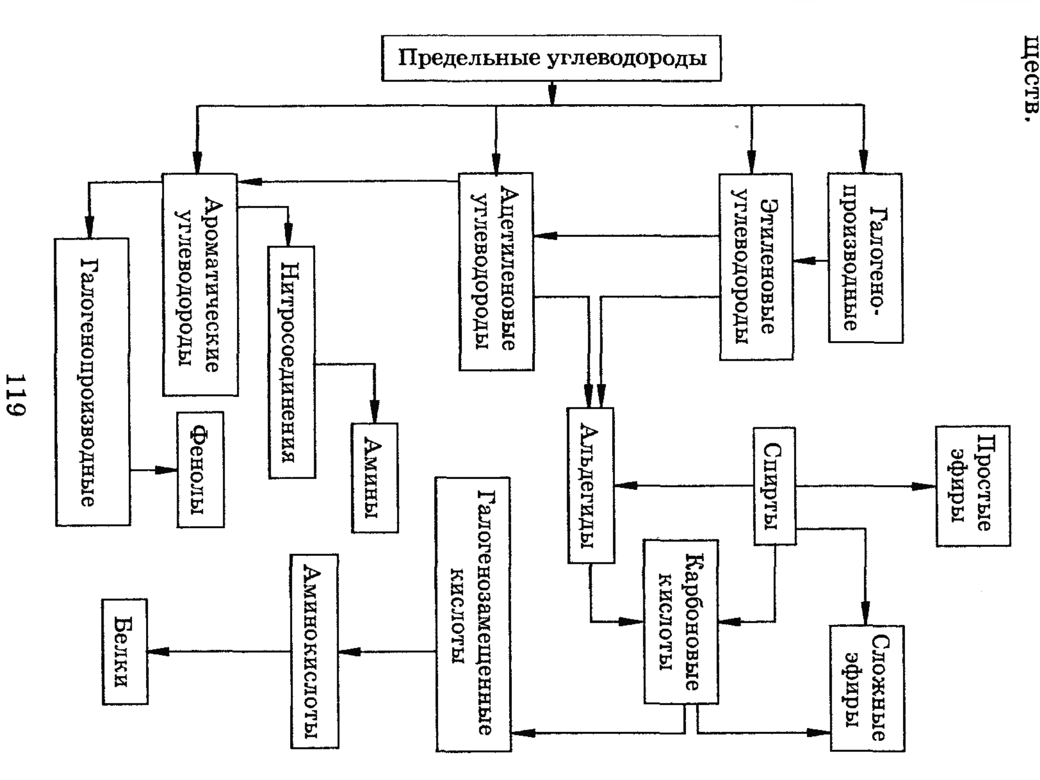
Уравнения химических реакций:

1.
2.
3.
4.

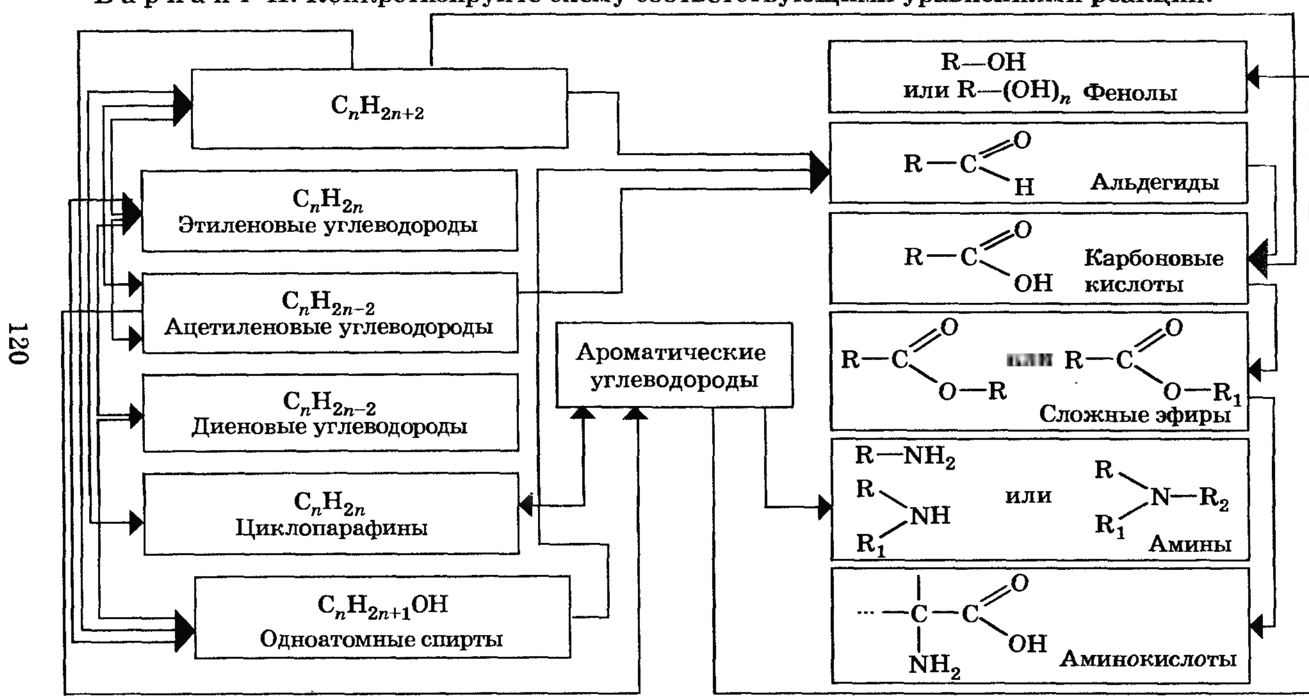
Итоговое задание для учащихся 11 классов, устанавливающее генетическую связь между основными классами органических веществ (4 варианта разного уровня сложности)

В а р и а н т I

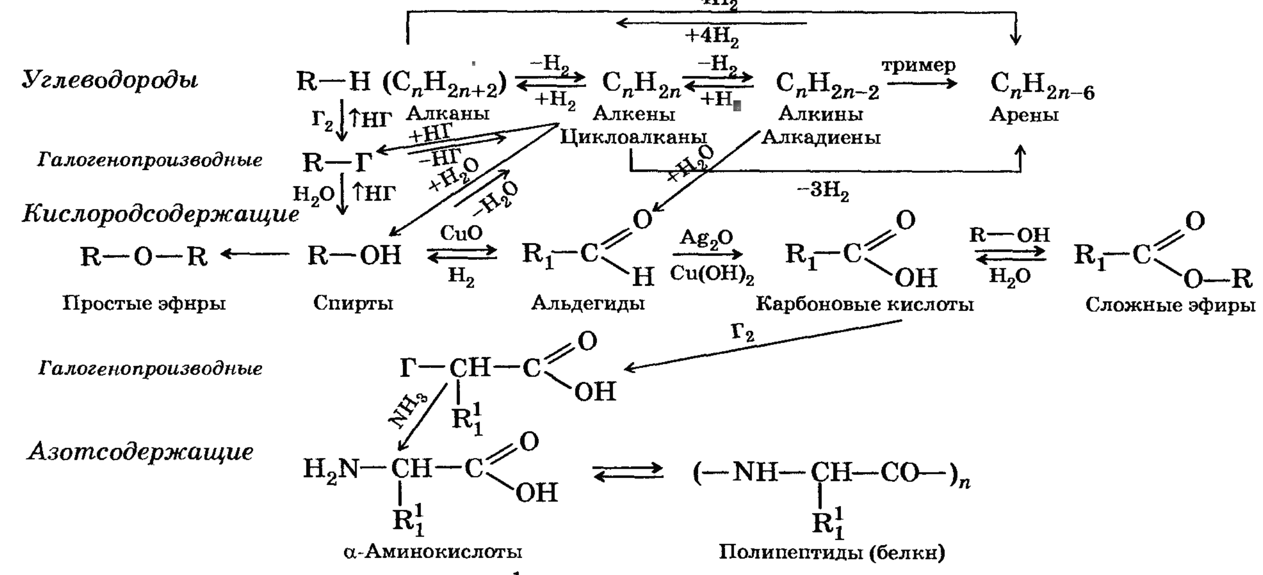
Используя схему, вместо названий напишите общие формулы основных классов органических веществ.



Вариант II. Конкретизируйте схему соответствующими уравнениями реакций.



Вариант III. Используя общие схемы генетической связи органических веществ, напишите уравнения реакций указанных превращений.



Примечание. $R \rightarrow C_nH_{2n+1}$, R_1 и R_1^1 — радикалы, в которых число атомов углерода ($n-1$) и ($n-2$) соответственно; $Г_2$ — молекула галогена, Г — атом галогена.

Вариант IV.

Напишите уравнение реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

метан $\xrightarrow{1}$ ацетилен $\xrightarrow{2}$ ацетальдегид $\xrightarrow{3}$ уксусная кислота $\xrightarrow{4}$ хлоруксусная кислота $\xrightarrow{5}$ аминоуксусная кислота $\xrightarrow{6}$ бензол $\xrightarrow{7}$ нитробензол $\xrightarrow{8}$ $\longrightarrow$ анилин

Оглавление

Учебное издание

Суровцева Римма Петровна
Гузей Леонид Степанович
Лысова Галина Георгиевна

ХИМИЯ

10—11 классы

Методическое пособие

Ответственный редактор *Н. В. Стрелецкая*
Оформление *А. И. Косарева*
Художественный редактор *А. И. Косарева*
Компьютерная верстка *С. Л. Мамедова*
Технический редактор *В. Ф. Козлова*
Корректор *Н. С. Соболева*

Изд. лиц. № 061622 от 07.10.97.
Подписано к печати 10.12.99. Формат 84×108[1]/[32].
Бумага газетная. Гарнитура «Школьная».
Печать офсетная. Усл. печ. л. 6,72.
Тираж 5000 экз. Заказ № 263.

ООО «Дрофа». 117419, Москва, 4-й В. Михайловский пр., д. 6, корп. 1.

По вопросам приобретения продукции издательства «Дрофа» обращаться по адресу:
127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (095) 795-05-52.

ДПК. 142040, г. Домодедово, Каширское шоссе, д. 4, корп. 1.

Контрольные и проверочные работы
Тесты

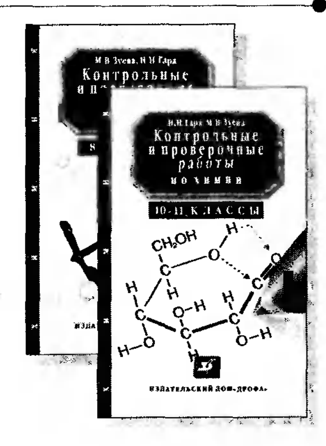
«Химия. Контрольные и проверочные работы». 8—9 классы.

«Химия. Контрольные и проверочные работы». 10—11 классы.

«Химия. Тесты». 8—9 классы.

«Химия. Тесты». 10—11 классы.

Предлагаемые сборники позволяют провести быструю, объективную и независимую оценку уровня знаний школьников в соответствии с едиными образовательными требованиями, причем по всему материалу курса неорганической, органической и общей химии 8—11 классов, выявить ошибки и определить пробелы в образовании.



Все работы составлены в соответствии с федеральными образовательными требованиями к уровню подготовки учащихся. В них вошли задания, которые не только охватывают теоретический и фактический учебный материал, но и дают возможность проверить сформированность у учащихся практических умений решать качественные и расчетные химические задачи.



Все работы составлены в нескольких вариантах, ориентированных как на базовый уровень обучения, так и на усложненный.

Все работы носят не только контрольный, но и обучающий характер.

Сборники рекомендованы как учителям, так и учащимся. Для удобства пользования ко всем заданиям приведены ответы.

Учительская страничка

Справочники и справочные материалы

К. Зоммер, К.-Х. Вюнш, М. Цеттлер.
«Химия. Справочник школьника и студента».

Пособие разработано знаменитым немецким издательством учебной литературы Volk und Wissen (ФРГ), книги которого всегда отличались высокой культурой изложения, логикой, точностью.



Справочник охватывает основы общей, неорганической, органической и аналитической химии, химической технологии, химического анализа, экологические аспекты химии и биохимии. Все сведения изложены в краткой и информативной форме, удачно скомпонованы, объединены большим числом перекрестных ссылок и указателем.

Информация подается максимально наглядно, часто применяются схемы и сравнительные таблицы. Таким образом, к усвоению и запоминанию учебной информации подключается не только интеллектуальная, но и зрительная память учащегося.

Много внимания уделено химическому языку — формулам и названиям веществ, уравнениям реакций; широко используются кинетические и энергетические представления, связанные с ними количественные характеристики веществ и процессов. Приведены разнообразные элементарные химические расчеты, лежащие в основе решения задач.

Справочник предназначен школьникам старших классов и студентам вузов, он окажется весьма полезным и необходимым при подготовке к выпускным и вступительным экзаменам.

Это оригинальное издание европейского класса наверняка заинтересует и учителей химии, которые смогут использовать справочник в качестве источника дополнительного учебного материала.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ СБОРНИКИ

Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. «Сборник заданий для проведения устного экзамена по химии за курс основной школы».
9 класс.

Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. «Сборник заданий для проведения устного экзамена по химии за курс средней школы».
11 класс.

Сборники предназначены для проведения устного экзамена по химии с использованием открытых текстов заданий.

Учителя могут использовать сборник для работы с учащимися в течение года при организации работы школьников на уроках и дома.

Ответы к заданиям позволяют учащимся использовать сборник в ходе самостоятельной подготовки к экзамену.

Сборники рекомендованы Министерством образования Российской Федерации.

